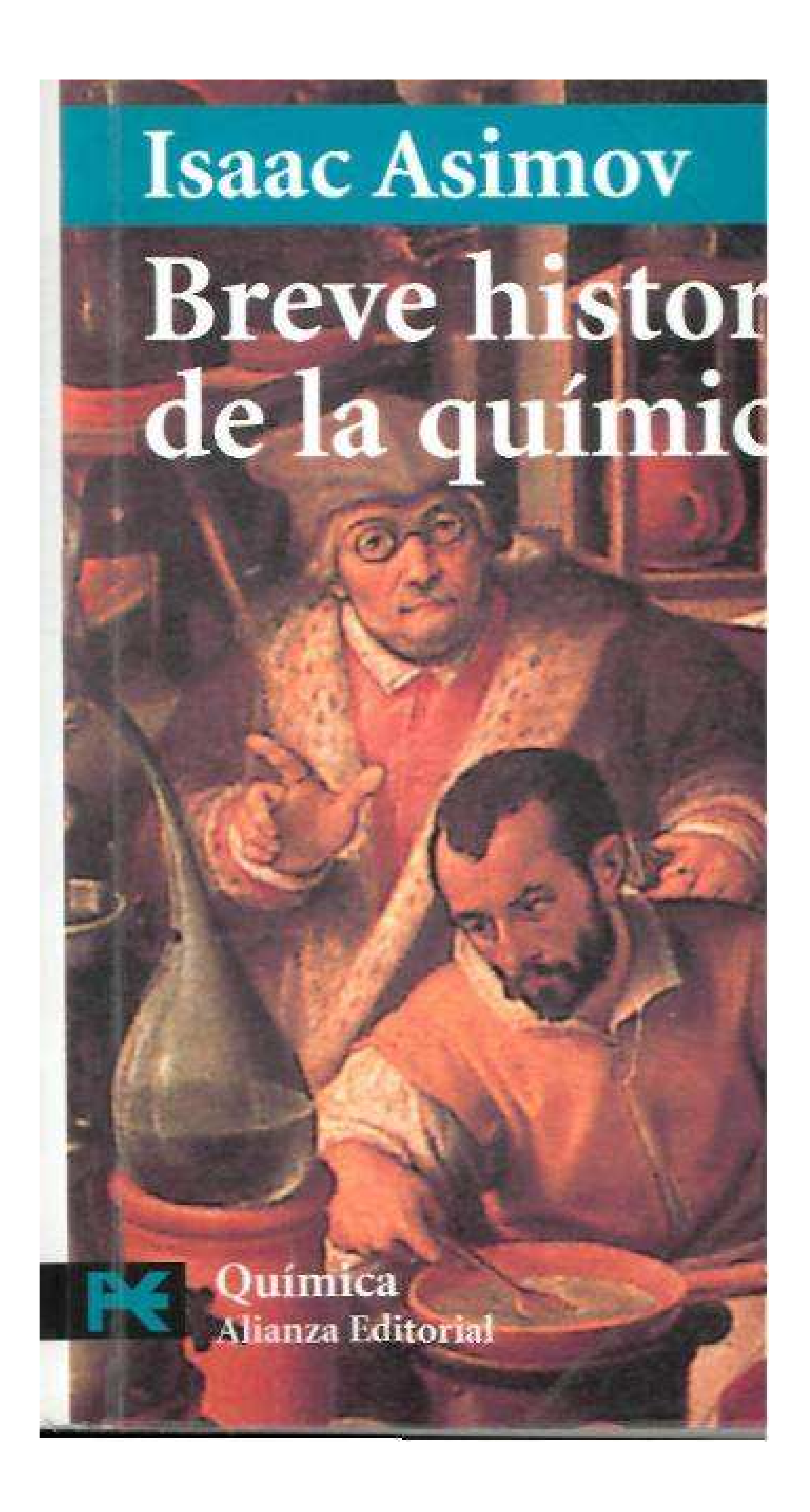
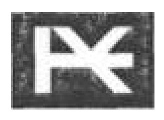

Isaac Asimov
Breve histor
de la químic
Química
Alianza Editorial

Isaac Asimov

Breve historia de la química

Introducción a las ideas y conceptos de la química



El libro de bolsillo Ciencia y técnica Alianza Editorial

TÍTULO ORIGINAL: *A Short History ofChemtstry - An Introduction to the Ideas and Concepts of Chemtstry* (Publicado en inglés por Doubleday&Co., Inc., Nueva York) TRADUCTORES: Alfredo Cruz y María Isabel Villena
Primera edición en «El libro de bolsillo»: 1975
Decimoséptima reimpresión: 1998
Primera edición en «Área de conocimiento: Ciencia técnica»: 1999
Cuarta reimpresión: 2003
Diseño de cubierta: Alianza Editorial

Calle Juan Ignacio Luca de Tena, 15;
28027 Madrid; teléf. 91 393 88 88
www.alianzaeditorial.es
ISBN: 84-206-3979-6
Depósito legal: M. 39.417-2003
Impreso en Closas-Orcoyen, S. L. Polígono Igarsa
Paracuellos de Jarama (Madrid)
Printed in Spain

A Catheriney Sprague de Camp,
quienes en veinticinco años no han envejecido un solo día

INDICE

1. La antigüedad

La piedra y el fuego

Los primeros hombres que empezaron a utilizar instrumentos se servían de la naturaleza tal como la encontraban. El fémur de un animal de buen tamaño o la rama arrancada de un árbol eran magníficas garrotas. Y, ¿qué mejor proyectil que una piedra?

Con el paso de los milenios, los hombres primitivos aprendieron a tallar las piedras, dándoles un borde cortante o una forma que permitiera asirlas fácilmente. El siguiente paso consistió en unir la piedra a un astil de madera tallado para este propósito. Pero, de todas formas, sus piedras talladas seguían siendo piedras, y su madera tallada seguía siendo madera.

Sin embargo, había ocasiones en que la naturaleza de las cosas sí cambiaba. Un rayo podía incendiar un bosque y reducirlo a un montón de cenizas y restos pulverizados, que en nada recordaban a los árboles que había antes en el mismo lugar. La carne conseguida mediante la caza podía estropearse y oler mal; y el jugo de las frutas podía agriarse con el tiempo, o convertirse en una bebida extrañamente estimulante.

Este tipo de alteraciones en la naturaleza de las sustancias (acompañadas, como a veces descubrían los hombres, de cambios fundamentales en su estructura) constituyen el objeto de la ciencia que hemos dado en llamar *Química.* Y una alteración fundamental en la naturaleza y en la estructura de una sustancia es un *cambio químico.*

La posibilidad de beneficiarse deliberadamente de algunos fenómenos químicos se hizo realidad cuando el hombre fue capaz de producir y mantener el fuego (lo que en términos históricos se conoce como «descubrimiento del fuego»). Tras este hallazgo el hombre se convirtió en un químico práctico al idear métodos para que la madera -u otro material combustible- se combinase con el aire a una velocidad suficiente y producir así luz y calor, junto con cenizas, humo y vapores. Había que secar la madera y reducir a polvo una parte para utilizarla como yesca; había que emplear algún método -como el frotamiento- para alcanzar la temperatura de ignición, y así sucesivamente.

El calor generado por el fuego servía para producir nuevas alteraciones químicas: los alimentos podían cocinarse, y su color, textura y gusto cambiaban. El barro podía cocerse en forma de ladrillos o de recipientes. Y, finalmente, pudieron confeccionar cerámicas, piezas barnizadas e incluso objetos de vidrio.

Los primeros materiales que usó el hombre eran universales, en el sentido de que se encuentran en cualquier parte: madera, hueso, pieles, piedras... De todos ellos la piedra es el más duradero, y los útiles de piedra tallada son los documentos más claros de que disponemos actualmente para conocer aquel dilatado periodo. Por eso hablamos de la *Edad de la Piedra.*

Aún estaba el hombre en esta época de la piedra tallada cuando, unos 8.000 años a. de C, en la región que ahora conocemos como Oriente Medio, se introdujo un cambio revolucionario en la producción de alimentos: hasta ahora el hombre obtenía la comida cazando, igual que cualquier otro animal. Pero a partir de este momento aprendió a domesticar y cuidar animales, disponiendo así siempre de comida abundante y segura. Y, lo que es aún más importante, aprendió a cultivar las plantas. Como consecuencia de la acumulación de alimentos que trajeron consigo la cría de animales y la agricultura, se registró un importante aumento de la población. La agricultura exige fijar el lugar de residencia, y así nuestros antecesores construyeron viviendas, desarrollándose poco a poco las primeras ciudades. Esta evolución determina literalmente el comienzo de la «civilización», pues esta palabra viene del término que en latín significa «ciudad».

Durante los dos primeros milenios de esta civilización naciente, la piedra se

mantuvo como material característico de los instrumentos, si bien se descubrieron nuevas técnicas de manufactura. Esta *Nueva Edad de la Piedra o Neolítico* se caracterizó por un cuidadoso pulido de la piedra. La alfarería fue otro de los factores que contribuyeron al desarrollo. Lentamente, los logros del Neolítico superior se extendieron fuera de la región de Oriente Medio. Hacia el año 4000 a. de C. aparecen características de esta cultura en el oeste de Europa. Pero en esta época las cosas ya estaban suficientemente maduras en Oriente Medio -Egipto y Sumeria, lo que hoy es Iraq- para que se produjesen nuevos cambios.

El hombre empezaba a servirse de unos materiales relativamente raros. Alentado por las útiles propiedades de estos materiales, aprendió a sobrellevar las incomodidades de una búsqueda tediosa y unos procedimientos complicados y llenos de contrariedades. A estos materiales se les conoce por el nombre de *metales*, palabra que expresa ella misma el cambio, ya que probablemente deriva del vocablo griego que significa «buscar».

Los metales

Los primeros metales debieron de encontrarse en forma de pepitas. Y con seguridad fueron trozos de *cobre* o de *oro,* ya que éstos son de los pocos metales que se hallan libres en la naturaleza. El color rojizo del cobre y el tono amarillo del oro debieron de llamar la atención, y el brillo metálico, mucho más hermoso y sobrecogedor que el del suelo circundante, incomparablemente distinto del de las piedras corrientes, impulsaban a cogerlos. Indudablemente, el primer uso que se dio a los metales fue el ornamental, fin para el que servía casi cualquier cosa que se encontrara: piedrecillas coloreadas, perlas marinas...

Sin embargo, los metales presentan una ventaja sobre los demás objetos llamativos: son *maleables*, es decir, que pueden aplanarse sin que se rompan (la piedra, en cambio, se pulveriza, y la madera y el hueso se astillan y se parten). Esta propiedad fue descubierta por casualidad, indudablemente, pero no debió pasar mucho tiempo entre el momento del hallazgo y aquel en que un cierto sentido artístico llevó al hombre a golpear el material para darle formas nuevas que pusieran más de relieve su atractivo.

Los artífices del cobre se dieron cuenta de que a este metal se le podía dotar de un filo cortante como el de los instrumentos de piedra, y que el filo obtenido se mantenía en condiciones en las que los instrumentos de piedra se mellaban. Posteriormente vieron cómo un filo de cobre romo podía volver a afilarse con más facilidad que uno de piedra. Solamente la escasez del cobre impidió que su uso se extendiera más, tanto en la fabricación de herramientas como en la de objetos ornamentales.

El cobre se hizo más abundante cuando se descubrió que podía obtenerse a partir de unas piedras azuladas. Cómo se hizo este descubrimiento, o dónde o cuándo, es algo que no sabemos y que probablemente no sabremos jamás.

Podemos suponer que el descubrimiento se hizo al encender un fuego de leña sobre un lecho de piedras en el que había algunos trozos de mineral. Después, entre las cenizas, destacarían pequeñas gotas de cobre brillante. Quizá esto ocurrió muchas veces antes de que alguien observara que si se encontraban piedras azules y se calentaban en un fuego de leña, se producía siempre cobre. El descubrimiento final de este hecho pudo haber ocurrido unos 4.000 años a. de C. en la península del Sinaí, al este de Egipto, o en la zona montañosa situada al este de Sumeria, lo que hoy es Irán. O quizá ocurriera simultáneamente en ambos lugares.

En cualquier caso, el cobre fue lo suficientemente abundante como para que se utilizara en la confección de herramientas en los centros más avanzados de la

civilización. En una tumba egipcia se ha encontrado una sartén con una antigüedad aproximada de 5.200 años a. de C. En el tercer milenio a. de C. se descubrió una variedad de cobre especialmente dura, obtenida al calentar juntos minerales de cobre y de estaño, casi seguro que por accidente (fig. 1). A la *aleación* (término que designa la mezcla de dos metales) de cobre y estaño se le llamó *bronce*, y hacia el año 2000 a. de C. ya era lo bastante común como para ser utilizado en la confección de armas y corazas. Se han hallado instrumentos de bronce en la tumba del faraón egipcio Itetis, que reinó aproximadamente 3.000 años a. de C.

El acontecimiento histórico más conocido de la *Edad del Bronce* fue la guerra de Troya, en la que soldados con armas y corazas de bronce disparaban flechas con punta de este metal contra sus enemigos. Un ejército sin armas de metal estaba indefenso frente a los «soldados de bronce», y los forjadores de aquella época gozaban de un prestigio semejante al de nuestros físicos nucleares. Eran hombres poderosos que siempre tenían un puesto entre los reyes. Y su oficio fue divinizado en la persona de Hefaistos, dios mitológico de la fragua. Incluso hoy día -y no por casualidad- «Smith, o alguno de sus equivalentes, es el apellido más común entre los pueblos de Europa* (* «Smith» = forjador, herrero. (N. del T.)).

La suerte iba a favorecer de nuevo al hombre de la Edad del Bronce, que descubrió un metal aún más duro: el *hierro.* Por desgracia era demasiado escaso y precioso como para poder usarlo en gran cantidad en la confección de armaduras. En efecto, en un principio las únicas fuentes de hierro eran los trozos de meteoritos, naturalmente muy escasos. Además, no parecía haber ningún procedimiento para extraer hierro de las piedras.

El problema radica en que el hierro está unido mucho más firmemente, formando mineral, de lo que estaba el cobre. Se requiere un calor más intenso para fundir el hierro que para fundir el cobre. El fuego de leña no bastaba para este propósito, y se hizo necesario utilizar el fuego de carbón vegetal, más intenso, pero que sólo arde en condiciones de buena ventilación.

El secreto de la fundición del hierro fue por fin desvelado en el extremo oriental de Asia Menor, y al parecer en una época tan temprana como 1.500 años a. de C. Los hititas, que habían levantado un poderoso imperio en Asia Menor, fueron los primeros en utilizar corrientemente el hierro en la confección de herramientas. Se conservan cartas que un rey hitita envió a su virrey, destacado en una región montañosa rica en hierro, fechadas aproximadamente en el 1280 a. de C, y en las que se dan detalles inequívocos sobre la producción del metal.

El hierro puro *(hierro forjado)* no es demasiado duro. Sin embargo, un instrumento o una armadura de hierro mejoraba al dejar que una cantidad suficiente de carbón vegetal formara una aleación con ese metal. Esta aleación -que nosotros llamamos *acero*- se extendía como una piel sobre los objetos sometidos a tratamiento y les confería una dureza superior a la del mejor bronce, manteniéndose afilados durante más tiempo. El descubrimiento en territorio hitita de la manufactura del acero marca el punto crucial en la metalurgia del hierro. Un ejército protegido y armado con hierro duro podía enfrentarse a otro ejército pertrechado de bronce con muchas probabilidades de vencer. Estamos en la *Edad del Hierro.*

Mineral de cobre Crisol

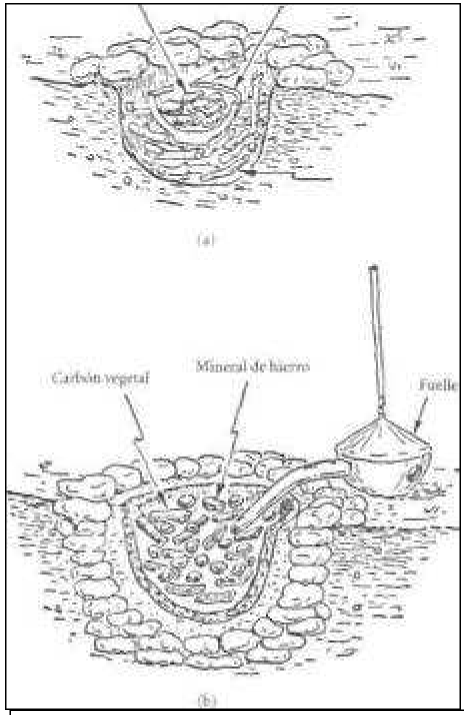


Fig. 1. Crisoles primitivos ideados para alcanzar la temperatura adecuada para la reducción de los diferentes minerales. En el horno para cobre (a) la mena fundía en un crisol sobre fuego de leña. La reducción del mineral de hierro (b) requería más calor, y para obtenerlo se llenaba el horno de carbón vegetal, suministrando oxígeno mediante un fuelle.

Los Dorios, antigua tribu griega, equipados con armas de hierro, invadieron la península de Grecia desde el norte, más o menos en el 1100 a. de C, y gradualmente fueron venciendo a los pueblos micénicos que, pese a su más avanzada civilización, sólo disponían de armamento de bronce. Otros grupos de griegos penetraron en Canaán portando armas de hierro. Eran los filisteos, que tan importante papel juegan en los primeros libros de la Biblia. Frente a ellos los israelitas permanecieron indefensos hasta que, bajo el mando de Saúl, fueron capaces de fabricarse sus propias armas de hierro.

El primer ejército abundantemente equipado con hierro de buena calidad fue el asirio, lo que le permitió, 900 años a. de C., formar un poderoso imperio.

Antes de que apuntaran los días gloriosos de Grecia, las artes químicas habían alcanzado un estado de desarrollo bastante notable. Esto era particularmente cierto en Egipto, donde los sacerdotes estaban muy interesados en los métodos de embalsamado y conservación del cuerpo humano después de la muerte. Los egipcios no sólo eran expertos metalúrgicos, sino que sabían preparar pigmentos minerales y jugos e infusiones vegetales[1].

De acuerdo con cierta teoría, la palabra *khemeia* deriva del nombre que los egipcios daban a su propio país: *Kham.* (Este nombre se usa también en la Biblia, donde, en la versión del rey Jacobo, se transforma en *Ham.*) Por consiguiente, *khemeia* puede ser «el arte egipcio».

Una segunda teoría, algo más apoyada en la actualidad, hace derivar *khemeia* del griego *khumos*, que significa el jugo de una planta; de manera que *khemeia* sería «el arte de extraer jugos». El mencionado jugo podría ser sustituido por metal, de suerte que la palabra vendría a significar el «arte de la metalurgia».

Pero, sea cual sea su origen, *khemeia* es el antecedente de nuestro vocablo

«química».

Grecia: los elementos

Hacia el año 600 a. de C, el sutil e inteligente pueblo griego dirigía su atención hacia la naturaleza del Universo y la estructura de los materiales que lo componían. Los eruditos griegos o «filósofos» (amantes de la sabiduría) estaban más interesados en el «por qué» de las cosas que en la tecnología y las profesiones manuales. En resumen, fueron los primeros que -según nuestras noticias- se enfrentaron con lo que ahora llamamos *teoría química.*

El primer teórico fue Tales (aproximadamente 640-546 a. de C). Quizá existieron griegos anteriores a Tales, e incluso otros hombres anteriores a los griegos, capaces de meditar correcta y profundamente sobre el significado de los cambios en la naturaleza de la materia, pero ni sus nombres ni su pensamiento han llegado hasta nosotros.

Tales fue un filósofo griego nacido en Mileto (Jonia), región situada en el Egeo, la costa oeste de lo que ahora es Turquía. Tales debió de plantearse la siguiente cuestión: si una sustancia puede transformarse en otra, como un trozo de mineral azulado puede transformarse en cobre rojo, ¿cuál es la naturaleza de la sustancia? ¿Es de piedra o de cobre? ¿O quizá es de ambas cosas a la vez? ¿Puede cualquier sustancia transformarse en otra mediante un determinado número de

pasos, de tal manera que todas las sustancias no serían sino diferentes aspectos de una materia básica?

Para Tales la respuesta a la última cuestión era afirmativa, porque de esta manera podía introducirse en el Universo un orden y una simplicidad básica. Quedaba entonces por decidir cuál era esa materia básica o *elemento*[2].

Tales decidió que este elemento era el agua. De todas las sustancias, el agua es la que parece encontrarse en mayor cantidad. El agua rodea a la Tierra; impregna la atmósfera en forma de vapor; corre a través de los continentes, y la vida es imposible sin ella. La Tierra, según Tales, era un disco plano cubierto por la semiesfera celeste y flotando en un océano infinito.

La tesis de Tales sobre la existencia de un elemento a partir del cual se formaron todas las sustancias encontró mucha aceptación entre los filósofos posteriores. No así, sin embargo, el que este elemento tuviera que ser el agua.

En el siglo siguiente a Tales, el pensamiento astronómico llegó poco a poco a la conclusión de que el cielo que rodea a la Tierra no es una semiesfera, sino una esfera completa. La Tierra, también esférica, estaba suspendida en el centro de la cavidad formada por la esfera celeste.

Los griegos no aceptaban la noción de vacío y por tanto no creían que en el espacio que hay entre la Tierra y el distante cielo pudiera no haber nada. Y como en la parte de este espacio que el hombre conocía habia aire, parecía razonable suponer que también lo hubiese en el resto.

Tal pudo haber sido el razonamiento que llevó a Anaxí-menes, también de Mileto, a la conclusión, hacia el 570 a. de C, de que el aire era el elemento constituyente del Universo. Postuló que el aire se comprimía al acercarse hacia el centro, formando así las sustancias más densas, como el agua y la tierra (fig. 2).

Por otra parte, el filósofo Heráclito (aproximadamente 540-475 a. de C), de la vecina ciudad de Éfeso, tomó un camino diferente. Si el cambio es lo que caracteriza al Universo, hay que buscar un elemento en el que el cambio sea lo más notable. Esta sustancia, para él, debería ser el fuego, en continua mutación, siempre diferente a sí mismo. La fogosidad, el ardor, presidían todos los cambios[3].

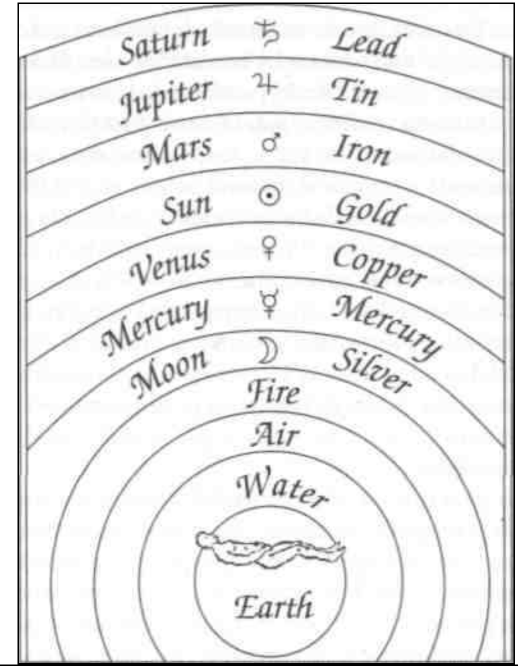


Fig. 2. La cosmología alquimista incorporó los «cuatro elementos» de Aristóteles junto con las equivalencias terrestres y celestes, haciendo corresponder los mismos símbolos a los planetas y a 105 metales. Este grabado es original de Robert Fludd (1574-1637), que dio la espalda al espíritu científico de su época y se lanzó a la búsqueda de lo oculto.

En la época de Anaxímenes los persas invadieron las costas jónicas. Tras el fracaso de un intento de resistencia, el dominio persa se volvió más opresivo, y la tradición científica entró en decadencia; pero antes de derrumbarse los emigrantes jonios trasladaron esta tradición más al oeste. Pitágoras de Samos (aproximadamente 582-497 a. de C.)> natural de una isla no perteneciente a Jonian, abandonó Samos en el 529 a. de C. para trasladarse al sur de Italia, donde se dedicó a la enseñanza, dejando tras de sí un influyente cuerpo de doctrina.

Empédocles (aproximadamente 490-430 a. de C), nacido en Sicilia, fue un destacado discípulo de Pitágoras, que también trabajó en torno al problema de cuál es el elemento a partir del que se formó el Universo. Las teorías propuestas por sus predecesores de la escuela jónica lo pusieron en un compromiso, porque no veía de qué manera iba decidirse por una u otra.

Pero, ¿por qué un solo elemento? ¿Y si fueran cuatro? Podían ser el fuego de Heráclito, el aire de Anaxímenes, el agua de Tales y la tierra, que añadió el propio Empédocles.

Aristóteles (384-322 a. de C), el más influyente de los filósofos griegos, aceptó esta doctrina de los *cuatro elementos.* No consideró que los elementos fuesen las mismas sustancias que les daban nombre. Es decir, no pensaba que el agua que podemos tocar y sentir fuese realmente el elemento «agua»; simplemente es la sustancia real más estrechamente relacionada con dicho elemento.

Aristóteles concibió los elementos como combinaciones de dos pares de propiedades opuestas: frío y calor, humedad y sequedad. Las propiedades opuestas no podían combinarse entre sí. De este modo se forman cuatro posibles parejas distintas, cada una de las cuales dará origen a un elemento: calor y sequedad originan el fuego; calor y humedad, el aire; frío y sequedad, la tierra; frío y humedad, el agua.

Sobre este esquema avanzó todavía un paso más al afirmar que cada elemento tiene una serie de propiedades específicas que le son innatas. Así, es propio de la tierra el caer, mientras que en la naturaleza del fuego está el elevarse. Sin embargo, los cuerpos celestes presentaban características que parecían diferentes de las de las sustancias de la Tierra. En lugar de elevarse o caer, estos cuerpos daban la impresión de girar en círculos inalterables alrededor de la Tierra.

Aristóteles supuso que los cielos deberían estar formados por un quinto elemento, que llamó «éter» (término que proviene de una palabra que significa «resplandecer», ya que lo más característico de los cuerpos celestes es su luminosidad). Como los cielos no parecían cambiar nunca, Aristóteles consideró al éter como perfecto, eterno e incorruptible, lo que lo hacía muy distinto de los cuatro elementos imperfectos de la tierra.

Esta teoría de los cuatro elementos impulsó el pensamiento de los hombres durante dos mil años. Si bien ahora está ya muerta, al menos en lo que a la ciencia se refiere, todavía pervive en el lenguaje corriente. Por ejemplo, hablamos de la «furia de los elementos» cuando queremos expresar que el viento (aire) y las nubes (agua) se manifiestan violentamente por efecto de la tormenta. En cuanto al «quinto elemento» (éter), se vio transformado por la lengua latina en la *quintaesencia*, y cuando hablamos de la «quintaesencia» de algo, queriendo indicar que se encuentra en el estado más puro y concentrado posible, estamos en realidad invocando la perfección aristotélica.

Grecia: los átomos

Otro importante tema de discusión encontró un amplio desarrollo entre los filósofos griegos: el debate sobre la divisibilidad de la materia. Los trozos de una piedra partida en

dos, incluso reducida a polvo, siguen siendo piedra, y cada uno de los fragmentos resultantes puede volver a dividirse. Estas divisiones y subdivisiones ¿pueden continuar indefinidamente?

El jonio Leucipo (aproximadamente 450 a. de C.) parece que fue el primero en poner en tela de juicio la suposición aparentemente natural que afirma que cualquier trozo de materia, por muy pequeño que sea, siempre puede dividirse en otros trozos aún más pequeños. Leucipo mantenía que finalmente una de las partículas obtenidas podía ser tan pequeña que ya no pudiera seguir dividiéndose.

Su discípulo Demócrito (aproximadamente 470-380 a. de C.)> afincado en Abdera, ciudad al norte del Egeo, continuó en esta línea de pensamiento. Llamó *átomos*, que significa «indivisible», a las partículas que habían alcanzado el menor tamaño posible. Esta doctrina, que defiende que la materia está formada por pequeñas partículas y que no es indefinidamente divisible, se llama *atomismo.*

Demócrito supuso que los átomos de cada elemento eran diferentes en tamaño y forma, y que eran estas diferencias las que conferían a los elementos sus distintas propiedades. Las sustancias reales, que podemos ver y tocar, están compuestas de mezclas de átomos de diferentes elementos, y una sustancia puede transformarse en otra alterando la naturaleza de la mezcla.

Todo esto tiene para nosotros un indudable aire de modernidad, pero no debe olvidarse que Demócrito no apeló a la experimentación para corroborar sus afirmaciones. (Los filósofos griegos no hacían experimentos, sino que llegaban a sus conclusiones argumentando a partir de los «primeros principios».)

Para muchos filósofos, y especialmente para Aristóteles, la idea de una partícula de materia no divisible en otras menores resultaba paradójica, y no la aceptaron. Por eso

la teoría atomista se hizo impopular y apenas se volvió a tener en cuenta hasta dos mil años después de Demócrito.

Sin embargo, el atomismo nunca murió del todo. Epicuro (342-270 a. de C.) lo incorporó a su línea de pensamiento, y el epicureismo se granjeó muchos seguidores en los siglos siguientes. Uno de ellos fue el poeta romano Tito Lucrecio Caro (95-55 a. de C), conocido simplemente por Lucrecio. Expuso la teoría atomista de Demócrito y Epicuro en un largo poema titulado *De Rerum Natura* («Sobre la naturaleza de las cosas»). Muchos lo consideran el mejor poema didáctico jamás escrito.

En cualquier caso, mientras que los trabajos de Demócrito y Epicuro perecieron, quedando apenas unas pocas citas sueltas, el poema de Lucrecio sobrevivió íntegro, preservando los hallazgos del atomismo hasta nuestros días, en que los nuevos métodos científicos se incorporan a la lucha y la conducen a la victoria final.

2. La alquimia

Alejandría

En la época de Aristóteles, Alejandro Magno de Macedonia (un reino situado al norte de Grecia) conquistó el vasto Imperio Persa. El imperio de Alejandro se disgregó después de su muerte en el año 323 a. de C., pero los griegos y macedonios mantuvieron el control de grandes áreas de Oriente Medio. Durante varios siglos (el «Período Helenístico») tuvo lugar una fructífera mezcla de culturas.

Ptolomeo, uno de los generales de Alejandro, estableció un reino en Egipto, cuya capital fue la ciudad de Alejandría (fundada por Alejandro). En Alejandría, Ptolomeo y su hijo (Ptolomeo II) levantaron un templo a las Musas (el «Museo») que cumplía el mismo fin de lo que hoy llamaríamos un Instituto de Investigación y una Universidad. Junto a él se construyó la mayor biblioteca de la antigüedad.

La maestría egipcia en la química aplicada se unió y fundió con la teoría griega, pero esta fusión no fue totalmente satisfactoria. En Egipto el saber químico estaba íntimamente ligado con el embalsamado de los muertos y el ritual religioso. Para los egipcios, la fuente de todo conocimiento era Thot, el de la cabeza de ibis, dios de la sabiduría. Los griegos, impresionados por la altura de los conocimientos de los egipcios, identificaron a Thot con su propio Hermes y aceptaron una buena dosis de misticismo.

Los antiguos filósofos jonios habían separado la religión de la ciencia. Esta nueva unión operada en Egipto entorpeció seriamente los posteriores avances en el conocimiento.

Como el arte de *khemeia* aparecía tan estrechamente relacionado con la religión, el pueblo llano recelaba a menudo de quienes lo practicaban, considerándolos adeptos de artes secretas y partícipes de un saber peligroso. (El astrólogo con su inquietante conocimiento del futuro, el químico con su aterradora habilidad para alterar las sustancias, incluso el sacerdote con sus secretos sobre la propiciación de los dioses y posibilidad de invocar castigos servían como modelos de cuentos populares de magos, brujos y hechiceros.)

Los destinatarios de estos recelos no solían mostrarse resentidos, sino que con frecuencia se crecían, conscientes de que aumentaban su propio poder y quizá también su seguridad. Después de todo, ¿a quién se le iba a ocurrir ofender a un mago?

Este respeto o recelo popular impulsó a los practicantes de la *khemeia* a redactar sus escritos mediante simbolismos oscuros y misteriosos. El sentimiento de poder y de estar en posesión de un saber oculto aumentaban aún más con esa oscuridad.

Por ejemplo, había siete cuerpos celestes considerados «planetas» («errantes», porque continuamente cambiaban de posición con respecto al fondo estrellado) y también eran siete los metales conocidos: oro, plata, cobre, hierro, estaño, plomo y mercurio (véase figura 2). Pareció atractivo emparejarlos, y llegó un momento en que el oro se designaba comúnmente como «el Sol», la plata como «la Luna», el cobre como «Venus» y así sucesivamente. Los cambios químicos pudieron entonces incluirse en una corriente mitológica.

Aún quedan recuerdos de aquella época. La denominación del compuesto ahora llamado nitrato de plata era «cáustico lunar». Este nombre, ya en desuso, es un claro indicio de la antigua relación entre la plata y la luna. El mercurio debe su actual nombre al planeta Mercurio. El verdadero nombre antiguo era *hydrargyrum* («plata líquida»), y el nombre inglés antiguo era el casi idéntico de «quicksilver».

Esta oscuridad más o menos deliberada sirvió a dos desafortunados propósitos.

Primero, retardó el progreso, ya que los que trabajaban en esta materia ignoraban -en parte o del todo-lo que los otros estaban haciendo, de modo que no podían beneficiarse de los errores ni aprender de la lucidez de los demás. En segundo lugar, permitió que charlatanes y engañadores -contando con la oscuridad del lenguaje- se presentaran a sí mismos como trabajadores serios. No podía distinguirse al embaucador del estudioso.

El primer practicante de la *khemeia* greco-egipcia que conocemos por su nombre fue Bolos de Mendes (aproximadamente 200 a. de C), una población del delta del Nilo. En sus escritos utilizó el nombre de Demócrito, por lo que se le conoce como «Bolos-Demócrito» o, a veces, como «pseudo-Demócrito».

Bolos se dedicó a lo que se había convertido en uno de los grandes problemas de la *khemeia:* el cambio de un metal en otro y, particularmente, de plomo o hierro en oro *(transmutación).*

La teoría de los cuatro elementos consideraba que las diferentes sustancias del universo diferían únicamente en la naturaleza de la mezcla elemental. Esta hipótesis podría ser cierta según se aceptase o no la teoría atomista, ya que los elementos podrían mezclarse como átomos o como una sustancia continua. Realmente parecía razonable pensar que todos los elementos eran intercambiables entre sí. Aparentemente el agua se convertía en aire al evaporarse, y retornaba a la forma de agua cuando llovía. La leña, al calentarla, se transformaba en fuego y vapor (una forma de aire), y así sucesivamente.

¿Por qué, entonces, considerar algunos cambios como imposibles? Probablemente todo era cosa de dar con la técnica apropiada. Una piedra rojiza podía convertirse en hierro gris a través de un procedimiento que aún no se había descubierto en tiempo de Aquiles, quien tuvo que usar armas de bronce. ¿Qué razón había para que el hierro gris no pudiera convertirse en oro amarillo mediante alguna técnica aún no descubierta en tiempo de Alejandro Magno?

A través de los siglos muchos químicos se esforzaron honradamente en hallar el medio de producir oro. Sin embargo, algunos estimaron mucho más sencillo y provechoso pretender hallarse en posesión de la técnica y comerciar con el poder y la reputación que ello les proporcionaba. Este engaño se mantuvo hasta la época moderna, pero no voy a tratar de ello en este libro.

Aunque Bolos en sus escritos da aparentemente detalles o técnicas para la obtención del oro, no podemos realmente considerarlo un fraude. Es posible alear cobre y cinc, por ejemplo, y obtener *latón,* que tiene un tono amarillo parecido al del oro, y es bastante probable que para los antiguos artesanos la preparación de un metal dorado fuese lo mismo que la preparación de oro.

Durante la dominación romana el arte de la *khemeia* entró en declive, junto con la decadencia general del conocimiento griego. Después del año 100 d. de C. es prácticamente imposible encontrar ninguna aportación nueva y se asiste al surgimiento de una tendencia a volver cada vez más a las interpretaciones místicas de los primeros pensadores.

Por ejemplo, hacia el año 300 d. de C. un tratadista nacido en Egipto, Zósimo, escribió una enciclopedia en veintiocho volúmenes que abarcaba todo el saber sobre *khemeia* acumulado en los cinco o seis siglos precedentes, y en la que había muy poco de valor. Para ser exactos, se puede encontrar ocasionalmente un pasaje con alguna novedad, como la que parece referirse al arsénico. También parece que Zósimo describió métodos para preparar acetato de plomo y que tuvo conocimiento del sabor dulce de este compuesto venenoso (que se ha llamado hasta hoy «azúcar de plomo»).

La muerte final sobrevino a causa del miedo. El emperador romano Diocleciano temía que la *khemeia* permitiera fabricar con éxito oro barato y hundir la tambaleante economía del imperio. En tiempos de Zósimo ordenó destruir todos los tratados sobre

khemeia, lo que explica el escaso número de ellos que han llegado hasta nosotros.

Otra razón es que, con el nacimiento de la Cristiandad, el «pensamiento pagano» cayó en desgracia. El museo y la biblioteca de Alejandría resultaron gravemente dañados a causa de los motines cristianos ocurridos a partir del año 400 d. de C. El arte de la *khemeia,* por su estrecha relación con la religión del antiguo Egipto, se hizo particularmente sospechoso, convirtiéndose prácticamente en clandestino.

En cierta manera el pensamiento griego desapareció del mundo romano. La Cristiandad se había escindido en sectas; una de ellas era la de los *nestorianos,* así llamados porque sus miembros seguían las enseñanzas del monje sirio Nestorio, que vivió en el siglo v. Los cristianos ortodoxos de Constantinopla persiguieron a los nestorianos, algunos de los cuales huyeron hacia el este, hasta Persia. Allí los monarcas persas los acogieron con gran deferencia (posiblemente con la esperanza de utilizarlos contra Roma).

Los nestorianos llevaron consigo a Persia el pensamiento griego, incluyendo muchos libros de alquimia, y alcanzaron el cenit de su poder e influencia hacia el año 550 d. de C.

Los árabes

En el siglo VII los árabes entraron en escena. Hasta entonces habían permanecido aislados en su península desértica, pero ahora, estimulados por la nueva religión del Islam fundada por Mahoma, se extendieron en todas direcciones. Sus ejércitos victoriosos conquistaron extensos territorios del oeste de Asia y norte de África. En el 641 d. de C. invadieron Egipto y, tras rápidas victorias, ocuparon todo el país; en los años siguientes Persia sufrió el mismo destino.

Fue especialmente en Persia donde los árabes encontraron los restos de la tradición científica griega, ante la que quedaron fascinados. Esta admiración quizá se viera también incrementada por un combate de gran significación práctica. En el año 670 d. de C, cuando sitiaron Constantinopla (la mayor y más poderosa ciudad cristiana), fueron derrotados por el «fuego griego», una mezcla química que ardía con gran desprendimiento de calor sin poder apagarse con agua, y que destruyó los barcos de madera de la flota árabe. Según la tradición la mezcla fue preparada por Callinicus, un practicante de *khemeia* que había huido de su Egipto natal (o quizás de Siria) ante la llegada de los árabes.

En árabe *khemeia* se convirtió en *al-kímiya,* siendo *al* el prefijo correspondiente a «la». Finalmente la palabra se adoptó en Europa como *alquimia,* y los que trabajaban en este campo eran llamados *alquimistas.* Ahora el término alquimia se aplica a todo el desarrollo de la química entre el 300 a. de C. y el 1600 d. de C. aproximadamente, un período de cerca de dos mil años.

Entre los años 300 y 1100 d. de C. la historia de la química en Europa es prácticamente un vacío. Después del 650 d. de C. el mantenimiento y la extensión de la alquimia greco-egipcia estuvo totalmente en manos de los árabes, situación que perduró durante cinco siglos. Quedan restos de este período en los términos químicos derivados del árabe: alambique, álcali, alcohol, garrafa, nafta, circón y otros.

La alquimia árabe rindió sus mejores frutos en los comienzos de su dominación. Así, el más capacitado y célebre alquimista musulmán fue Jabir ibn-Hayyan (aproximadamente 760-815 d. de C), conocido en Europa siglos después como Geber. Vivió en la época en que el Imperio Árabe (con Harún al Raschid, famoso por *Las mil y una noches)* se hallaba en la cúspide de su gloria.

Sus escritos fueron numerosos y su estilo era relativamente avanzado. Muchos

de los libros que llevan su firma pueden haber sido escritos por alquimistas posteriores y atribuidos a él. Describió el cloruro de amonio y enseñó cómo preparar albayalde (carbonato de plomo). Destiló vinagre para obtener ácido acético fuerte, el ácido más corrosivo conocido por los antiguos. Preparó incluso ácido nítrico débil que, al menos en potencia, era mucho más corrosivo.

Sin embargo, la mayor influencia de Jabir reside en sus estudios relacionados con la transmutación de los metales. Consideraba que el mercurio era el metal por excelencia, ya que su naturaleza líquida le confería la apariencia de poseer una proporción mínima de material terroso. Por su parte, el azufre poseía la notable propiedad de ser combustible (y además poseía el color amarillo del oro). Jabir creía que los diversos metales estaban formados por mezclas de mercurio y azufre, y solamente restaba hallar algún material que facilitase la mezcla de mercurio y azufre en la proporción necesaria para formar oro.

La antigua tradición sostenía que esta sustancia activadora de la transmutación era un polvo seco. Los griegos lo llamaban *xerion,* derivado de la palabra griega correspondiente a «seco». Los árabes la cambiaron por *al-iksir,* y en Europa se convirtió finalmente en *elixir.* Como una prueba más de que se le atribuían las propiedades de seca y terrosa diremos que en Europa fue llamada vulgarmente la *piedra filosofal.* (Recordemos que todavía en 1800, un «filósofo» era lo que ahora llamamos un «científico».)

El sorprendente elixir estaba destinado a poseer otras maravillosas propiedades, y surgió la idea de que constituía un remedio para todas las enfermedades y que podía conferir la inmortalidad. Por ello se habla del *elixir de la vida,* y los químicos que trataban de conseguir oro podían conseguir igualmente la inmortalidad (también en vano).

En efecto, durante los siglos posteriores, la alquimia se desarrolló según dos vías paralelas principales: una mineral, en la que el principal objetivo era el oro, y otra médica, en la que el fin primordial era la panacea.

Seguidor de Jabir, y poseedor de análogos conocimientos y reputación, fue el alquimista persa Al Razi (aproximadamente 850-925), conocido más tarde en Europa como Rhazes. También él describió cuidadosamente su trabajo, preparando, por ejemplo, emplasto de París, y describiendo el modo en que podía emplearse para hacer enyesados que mantuviesen en su sitio los huesos rotos. Igualmente estudió y describió el antimonio metálico. Al mercurio (que era volátil, esto es, forma vapor al calentarlo) y al azufre (que era inflamable) añadió la sal como tercer principio en la composición general de los sólidos, porque la sal no era ni volátil ni inflamable.

Al Razi se interesó más por la medicina que Jabir, y esto dio origen a los aspectos médicos de la alquimia, que continuaron con el persa Ibn Sina (979-1037), mucho más conocido como Avicena, versión latinizada de su nombre. En realidad, Avicena fue el médico más importante entre la época

del Imperio Romano y los orígenes de la ciencia moderna. Había aprendido lo bastante de los fracasos de siglos y siglos como para dudar de la posibilidad de formar oro a partir de los metales. Aunque en esto era, y sigue siendo, una excepción entre los alquimistas.

El despertar en Europa

La ciencia árabe declinó rápidamente después de Avicena. Eran tiempos difíciles para el mundo islámico y se hicieron más difíciles aún como resultado de las invasiones y victorias de los turcos y mongoles, pueblos relativamente bárbaros. La palma del

liderazgo científico abandonó a los árabes al cabo de tres siglos, para no volver más, y pasó al oeste de Europa.

Los europeos occidentales tuvieron su primer contacto íntimo y más o menos pacífico con el mundo islámico como resultado de las Cruzadas. La primera Cruzada fue en 1096, y los cristianos europeos conquistaron Jerusalén en 1099. Durante casi dos siglos consecutivos existió un dominio cristiano en la costa siria, como una pequeña isla en el océano musulmán. Hubo cierta fusión de culturas y el fluir de cristianos que volvían a Europa occidental trajo consigo una cierta apreciación de la ciencia árabe. En este mismo período, los cristianos españoles iban reconquistando gradualmente el territorio que habían perdido ante el Islam en los primeros ocho siglos. De esta forma, tanto ellos como en general toda la Europa cristiana tuvieron una nueva noción de la brillante civilización morisca que se había desarrollado en España.

Los europeos supieron que los árabes poseían libros de profundo contenido científico que habían sido traducidos de los originales griegos -los trabajos de Aristóteles, por ejemplo-, así como sus propias producciones -los trabajos de Avicena, entre otros.

A pesar de la relativa aversión a manejar los trabajos de aquellos que parecían enemigos mortales e irreconciliables, surgió un movimiento para traducirlos al latín con objeto de que pudiesen utilizarlos los estudiosos europeos. El humanista francés Gerbert (aproximadamente 940-1003), futuro Papa Silvestre II en el año 999, fue uno de los primeros alentadores de este movimiento.

El escolástico inglés Robert de Chester figura entre los primeros que tradujeron una obra árabe de alquimia al latín, acabando dicho trabajo en 1144. Siguieron muchos otros, y el principal traductor fue el erudito italiano Gerardo de Cremona (aproximadamente 1114-87). Pasó mucho tiempo de su vida en Toledo, que había sido tomado por las tropas cristianas en 1085. Tradujo noventa y dos trabajos árabes, algunos de ellos extraordinariamente largos.

Así, pues, a partir de 1200 aproximadamente los escolásticos europeos pudieron asimilar los hallazgos alquimistas del pasado e intentar avanzar con ellos, encontrándose, desde luego, con más callejones sin salida que amplias vías de progreso.

El primer alquimista europeo importante fue Alberto de Bollstadt (aproximadamente 1200-80), más conocido como Alberto Magno. Estudió intensamente los trabajos de Aristóteles, y fue a través de él como la filosofía aristotélica adquirió tanta importancia para la erudición de finales de la Edad Media y principios de la Moderna.

Alberto Magno describió el arsénico con tanta claridad en el transcurso de sus experimentos de alquimia, que en ocasiones se le considera como descubridor de esta sustancia, aunque, al menos en forma impura, era probablemente conocida por los antiguos alquimistas.

Un contemporáneo de Alberto Magno fue el monje inglés Roger Bacon (1214-92), a quien hoy día se le conoce mejor por su creencia claramente expresada de que en la experimentación y en la aplicación de técnicas matemáticas a la ciencia residiría la principal esperanza de progreso. Tenía razón, pero el mundo no estaba todavía en condiciones de aceptarlo.

Bacon intentó escribir una enciclopedia universal del saber, y en sus escritos se encuentra la primera descripción de la pólvora negra. Se le considera a veces como su descubridor, pero no lo fue; el verdadero descubridor es desconocido.

En aquella época la pólvora negra contribuyó a destruir el orden medieval de la sociedad, proporcionando a los ejércitos un medio de arrasar los muros de los castillos, y a los hombres de a pie una oportunidad de disparar contra los de a caballo en el

combate. Fue el primer símbolo del progreso tecnológico que condujo a los ejércitos europeos a conquistar otros continentes durante los cinco siglos transcurridos entre 1400 y 1900, conquista que sólo en nuestros días está invirtiendo su signo.

La alquimia en una orientación más mística se encuentra en trabajos atribuidos a los españoles Arnaldo de Vilanova (aproximadamente 1235-1311) y Raimundo Lulio (1235-1315), aunque no es seguro que fueran ellos los verdaderos autores. Estos escritos están profundamente apoyados en la idea de la transmutación, y se ha supuesto incluso (por tradición) que Lulio fabricó oro para el derrochador Eduardo II de Inglaterra.

Pero el más importante de los alquimistas medievales no se conoce por su nombre, ya que escribió con el seudónimo de Geber, el alquimista árabe que había vivido dos siglos antes. Nada se sabe de este «falso Geber» excepto que fue probablemente español y que escribió alrededor de 1300. Fue el primero en describir el ácido sulfúrico, la sustancia simple más importante de las utilizadas por la industria química en la actualidad (después del agua, aire, carbón y petróleo). Describió también la formación de ácido nítrico fuerte. Estos ácidos se obtenían de los minerales, mientras que los ácidos conocidos con anterioridad, como el acético y el vinagre, procedían del mundo orgánico.

El descubrimiento de los ácidos minerales fuertes fue el adelanto más importante después de la afortunada obtención del hierro a partir de su mena unos tres mil años antes. Los europeos lograron llevar a cabo muchas reacciones químicas y disolver numerosas sustancias con ayuda de los ácidos minerales fuertes, cosa que no podían conseguir los griegos ni los árabes con el vinagre, el ácido más fuerte de que disponían.

En realidad los ácidos minerales eran mucho más importantes para el bienestar de la humanidad de lo que hubiera sido el oro, incluso de haberlo obtenido por transmutación. El valor del oro habría desaparecido tan pronto como éste dejase de ser raro, mientras que los ácidos minerales son tanto más valiosos cuanto más baratos y abundantes. No obstante, la naturaleza humana es tal, que los ácidos minerales no causaron gran impresión, mientras que el oro siguió buscándose ávidamente.

Pero entonces, después de un prometedor comienzo, la alquimia empezó a degenerar por tercera vez, como había ocurrido primero entre los griegos y después entre los árabes. La caza del oro se convirtió en dominio casi absoluto de charlatanes, aunque los grandes eruditos (Boyle y Newton entre ellos) no pudieron, ya en el siglo xvii resistirse a dedicar a ello sus conocimientos.

Una vez más, igual que bajo el dominio de Diocleciano mil años antes, el estudio de la química fue prohibido, más por miedo al éxito en la obtención de oro que por indignación ante la charlatanería. El papa Juan XXII la declaró anatema en 1317, y los alquimistas honrados, obligados a trabajar a escondidas, se volvieron más oscuros que antes, mientras que, como siempre, florecieron los químicos deshonestos.

Nuevos vientos se agitaban cada vez con más violencia en Europa. Los restos del Imperio Bizantino, con su capital en Constantinopla, se extinguían a todas luces. En 1204 fue brutalmente saqueado por los cruzados del oeste de Europa, y muchos documentos del saber griego, que hasta entonces habían permanecido intactos, al menos en aquella ciudad, se perdieron para siempre.

Los griegos recuperaron la ciudad en 1261, pero a partir de entonces sólo fue una sombra de lo que había sido antes. En los dos siglos posteriores, los ejércitos turcos pusieron cerco sin tregua a la ciudad y, finalmente, en 1453, cayó Constantinopla, que desde entonces ha sido turca. Tanto antes como después de la caída los eruditos griegos huyeron a Europa Occidental, llevando consigo la parte de sus bibliotecas que pudieron salvar. El mundo occidental sólo llegó a heredar restos del saber griego, pero aun así fueron enormemente estimulantes.

Esta fue también la época de las grandes exploraciones, a lo que contribuyó en el siglo xiii el descubrimiento de la brújula. En 1497 se exploró la costa de África y se dio la vuelta al continente. Con la posibilidad de llegar a la India por mar y evitar el mundo islámico, Europa podía comerciar directamente con el lejano Oriente. Aún más espectaculares fueron los viajes de Cristóbal Colón entre 1492 y 1504, gracias a los cuales pronto se reveló (aunque el mismo Colón nunca admitió este hecho) que se había descubierto una nueva parte del mundo.

Los europeos estaban descubriendo tantos hechos desconocidos para los grandes filósofos griegos que empezó a cundir la idea de que, después de todo, los griegos no eran superhombres omniscientes. Los europeos, que habían demostrado ya su superioridad en la navegación, también podían mostrarse superiores en otros aspectos.

Se destruyó así una especie de bloqueo psicológico, y resultó más fácil poner en duda los hallazgos de los antiguos.

En esta misma «Era de la Exploración» un inventor alemán, Johann Gutenberg (aproximadamente 1397-1468), proyectó la primera imprenta práctica, utilizando tipos movibles que podían ser desmontados y colocados juntos para imprimir cualquier libro que se desease. Por primera vez en la Historia fue posible producir libros en cantidad y económicamente, sin miedo de que se produjesen errores en las copias (aunque, por supuesto, podía haber errores en la composición).

Gracias a la imprenta, las concepciones poco populares no se extinguirían necesariamente por falta de alguien que cargara sobre sus espaldas la laboriosa tarea de copiar el libro. Uno de los primeros que apareció en forma impresa fue el poema de Lucrecio (véase pág. 23), que difundió la concepción atomista a lo largo y ancho de toda Europa.

En el año 1543 se publicaron dos libros revolucionarios que en la época anterior a la imprenta fácilmente hubieran permanecido ignorados por los pensadores ortodoxos, pero que ahora se extendieron por todas partes y no pudieron ignorarse. Uno de ellos había sido escrito por un astrónomo polaco, Nicolás Copérnico (1473-1543), quien mantenía que la Tierra no era el centro del universo, como habían dado por sentado los astrónomos griegos, sino que lo era el Sol. El otro libro estaba escrito por un anatomista flamenco, Andreas Vesalius (1514-1564), quien trazó la anatomía humana con una exactitud sin precedentes. Se basaba en observaciones del propio Vesalius y rechazaba muchas de las creencias que databan de las antiguas fuentes griegas.

Este derrocamiento simultáneo de la astronomía y la biología griegas (aunque las concepciones griegas mantuvieran su influencia en algunas zonas durante un siglo o más) marcó el comienzo de la «Revolución Científica». Esta revolución sólo penetró ligeramente en el mundo de la alquimia, pero infundió algún vigor tanto en los aspectos mineralógicos como médicos de la misma.

El fin de la alquimia

El nuevo espíritu hizo acto de presencia en los trabajos de dos médicos contemporáneos, uno alemán, Georg Bauer (1494-1555), y otro suizo, Teophrastus Bombastus von Hohenheimm (1493-1591).

Bauer es más conocido como Agrícola, que en latín quiere decir campesino (lo mismo que 'Bauer' en alemán). Se interesó en la mineralogía por su posible conexión con los fármacos. De hecho, la conexión entre la medicina y los fármacos y la combinación médico-mineralogista fue un rasgo destacado en el desarrollo de la química durante los dos siglos y medio siguientes. El libro de Agrícola *De Re Metallica («Sobre la Metalurgia»)* (ver fig. 3) se publicó en 1556, y en él se reúnen todos los

conocimientos prácticos que podían recogerse entre los mineros de la época.

Este libro, escrito en un estilo claro y con excelentes ilustraciones de maquinaria para la minería, se popularizó rápidamente y hoy día aún permanece como un notable clásico de la ciencia[1]. De *Re Metallica*, el más importante trabajo sobre tecnología química anterior a 1700, estableció la *mineralogía* como ciencia. (El libro más valioso sobre metalurgia y química aplicada anterior al de Agrícola fue el del monje Theophilus, posiblemente griego, que vivió hacia el año 1000 d. de C.)

En cuanto a von Hohenheim, es más conocido por su autoseudónimo Paracelso, que significa «mejor que Celso». Celso fue un romano que escribió sobre medicina, y cuyas obras habían sido recientemente impresas. Ambos fueron objeto de una desmedida y -en el caso de Paracelso- errónea idolatría.

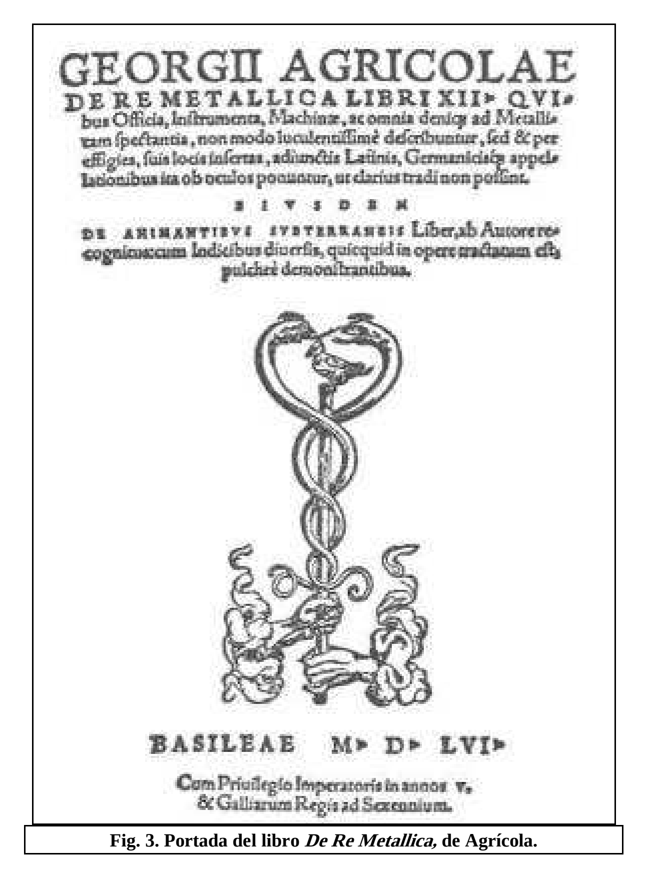

GEORGII AGRICOLAE
DE RE METALLICA LIBRI XII. QUIbus Officia, Instrumenta, Machinae, ac omnia denique ad Metallicam spectantia, non modo luculentissime describuntur, sed & per effigies, suis locis insertas, adiunctis Latinis, Germanicisque appellationibus ita ob oculos ponuntur, ut clarius tradi non possint.
EIUSDEM
DE ANIMANTIBUS SUBTERRANEIS Liber, ab Autore recognitus: cum Indicibus diversis, quicquid in opere tractatum est, pulchre demonstrantibus.
BASILEAE M. D. LVI.
Cum Privilegio Imperatoris in annos V. & Galliarum Regis ad Sexennium.

Fig. 3. Portada del libro *De Re Metallica,* de Agrícola.

Paracelso, como Avicena cinco siglos antes (véase página 31), representó un desplazamiento del centro de interés de la alquimia, el oro, hacia la medicina. Paracelso mantenía que el fin de la alquimia no era el descubrimiento de técnicas de transmutación, sino la preparación de medicamentos que curasen las enfermedades. En la antigüedad lo más frecuentemente usado para estos fines eran las preparaciones con plantas, pero Paracelso estaba sinceramente convencido de la eficacia de los minerales como fármacos.

Paracelso fue un alquimista de la vieja escuela, a pesar de su insistencia en contra de la transmutación. Aceptó los cuatro elementos de los griegos y los tres principios (mercurio, azufre y sal) de los árabes. Buscó incesantemente la piedra filosofal en su función de elixir de la vida, e incluso insistió en que la había encontrado. También, con más fundamento esta vez, obtuvo el metal cinc y con frecuencia se le considera su descubridor, pese a que el cinc, en forma de mineral o de aleación con cobre (latón), era conocido desde la antigüedad.

Paracelso siguió siendo una figura polémica durante medio siglo después de su

muerte. Sus seguidores aumentaron el contenido místico de sus concepciones, y en algunos aspectos las redujeron a sortilegios sin sentido. A esta corrupción se unió las desventajas de un momento en el que la alquimia apuntaba cada vez más hacia una etapa de claridad y racionalidad.

Por ejemplo, el alquimista alemán Andreas Libau (aproximadamente 1540-1616), más conocido por el nombre latinizado de Libavius, publicó una *Alquimia* en 1597. Este libro era un resumen de los logros medievales en alquimia, y puede considerarse como el primer texto de química de nombre conocido, pues estaba escrito con claridad y sin misticismo. De hecho, atacó con saña las oscuras teorías de los que él llamaba «paracelsianos», si bien estaba de acuerdo con Paracelso en que la función principal de la alquimia era la de auxiliar de la medicina.

Libavius fue el primero en describir la preparación del ácido clorhídrico, tetracloruro de estaño y sulfato amónico. También describió la preparación del agua regia, una mezcla de ácidos nítrico y clorhídrico cuyo nombre viene de su capacidad para disolver el oro. Incluso sugirió que las sustancias minerales pueden reconocerse por la forma que adoptan los cristales originados al evaporarse sus soluciones.

Sin embargo, estaba convencido de que la transmutación era posible, y de que el descubrimiento de métodos para fabricar oro era un importante fin del estudio de la química.

En 1604, un alemán llamado Johann Tholde publicó un texto más especializado (no se sabe nada más sobre su autor). Atribuyó el libro a un monje alemán, Basil Valenine, pero es casi seguro que este nombre no es sino un seudónimo. El volumen, titulado *La carroza triunfal del antimonio,* trata sobre los usos médicos de este metal y sus derivados.

Más tarde, un químico alemán, Johann Rudolf Glauber (1604-68), descubrió un método para preparar ácido clorhídrico por medio de la acción del ácido sulfúrico sobre la sal común. En el proceso obtuvo un residuo, el sulfato sódico, que actualmente se sigue llamando «sal de Glauber».

Glauber se familiarizó con esta sustancia, la estudió intensivamente y advirtió su actividad laxante. La llamó «sal mirabile» («sal maravillosa») y la consideró como un curalotodo, casi el elixir de la vida. Glauber se dedicó a la fabricación de este compuesto, así como de otros que consideró de valor medicinal y que también resultaron ser de gran valor como modo de ganarse la vida. Si bien esta ocupación era menos espectacular que la fabricación de oro, resultó más útil y provechosa.

La realidad económica hablaba a gritos incluso para aquellos que se mostraban impenetrables al razonamiento científico. Había demasiado de útil y provechoso en el conocimiento de los minerales y las medicinas como para perder el tiempo en una interminable carrera de locos tras el oro.

De hecho, en el curso del siglo xviila alquimia entró en franca decadencia, y en el xviii se transformó en lo que hoy llamamos química.

3. La transición

La medida

Con todo, y a pesar de su avance, el conocimiento químico quedó retrasado respecto a otras ramas de la ciencia.

La importancia de las mediciones cuantitativas y de la aplicación de técnicas matemáticas a la astronomía había sido reconocida desde muy antiguo. Una razón para ello es que los problemas astronómicos que ocupaban a los antiguos eran relativamente simples, y algunos de ellos podían abordarse bastante bien incluso con la geometría plana.

El científico italiano Galileo Galilei (1564-1642), que en los años 1590-99 estudió el comportamiento de los cuerpos durante su caída, protagonizó espectacularmente la aplicación de las matemáticas y las mediciones cuidadosas a la física. Los resultados de su trabajo condujeron, casi un siglo después, a las importantes conclusiones del científico inglés Isaac Newton (1642-1727). En su libro *Principia Mathematica,* publicado en 1687, Newton introdujo sus *tres leyes del movimiento,* que durante más de dos siglos sirvieron como base a la ciencia de la mecánica. En el mismo libro Newton presentó su *teoría de la gravitación,* que también durante más de dos siglos constituyó una explicación adecuada de las observaciones sobre el universo y que, dentro de los límites de nuestras observaciones personales y de las velocidades que podemos alcanzar, continúa siendo válida en la actualidad. En relación con esta teoría Newton utilizó el cálculo infinitesimal, una nueva y poderosa rama de las matemáticas que él mismo ideó.

Con Newton, la revolución científica alcanzó su climax. Ya no quedaba ningún problema pendiente, ni de los griegos ni de la antigüedad en general. Europa Occidental los había superado ampliamente, y nunca más volvería a mirar hacia atrás.

Pero este cambio de la descripción meramente cualitativa a las cuidadosas medidas cuantitativas no se registró en la química hasta un siglo después del decisivo trabajo de Newton. De hecho, Newton, mientras construía la estructura de la astronomía y la física con una belleza y una solidez que dejaron atónito al mundo de la ciencia, permanecía inmerso en la alquimia buscando ardientemente por toda Europa recetas para fabricar oro por transmutación.

Esta persistencia en el error no puede achacarse por completo a los químicos. Si fueron más tardos en adoptar las técnicas matemáticas cuantitativas de Galileo y Newton fue porque el material con el que trabajaban resultaba más difícil de presentar en una forma lo bastante simple como para ser sometido a un tratamiento matemático.

Con todo, los químicos hacían progresos, y ya en la época de Galileo aparecen débiles indicios de la futura revolución química. Tales indicios surgen, por ejemplo, en los trabajos del médico flamenco Jean Baptiste Van Helmont (1577-1644). Cultivó un árbol en una cantidad determinada de tierra, añadiendo agua periódicamente y pesándolo con cuidado a medida que crecía. Desde el momento en que esperaba descubrir el origen de los tejidos vivientes formados por el árbol, estaba aplicando la medición a problemas de química y biología.

Hasta la época de Van Helmont, la única sustancia aérea conocida y estudiada era el aire mismo, que parecía lo suficientemente distinto de las otras sustancias como para servir de elemento a los griegos (véase pág. 18). En realidad, los alquimistas habían obtenido con frecuencia «aires» y «vapores» en sus experimentos, pero eran sustancias escurridizas, pesadas de estudiar y observar y fáciles de ignorar.

El misterio de estos vapores estaba implícito en el nombre que se dio a los líquidos fácilmente vaporizables: «espíritus», una palabra que originalmente significaba

«suspiro» o «aire», pero que también tenía un sentido evidente de algo misterioso y hasta sobrenatural. Todavía hablamos de «espíritus» para ciertos alcoholes o para la trementina. El alcohol es, con mucho, el más antiguo y mejor conocido de los líquidos volátiles; tanto, que en inglés la palabra «spirits» ha terminado por aludir específicamente a los licores alcohólicos.

Van Helmont fue el primero en considerar y estudiar los vapores que él mismo producía. Observó que se parecían al aire en su apariencia física, pero no en todas sus propiedades. En particular, obtuvo los vapores de la madera al arder, que parecían aire, pero que no se comportaban como tal.

Para Van Helmont, estas sustancias parecidas al aire, sin volumen ni forma determinados, eran algo semejante al «chaos» griego: la materia original, informe y desordenada, a partir de la cual (según la mitología griega) fue creado el universo. Van Helmont aplicó a los vapores el nombre de «chaos», que pronunciado con la fonética flamenca se convierte en gas. Este término se aplica todavía a las sustancias parecidas al aire.

Van Helmont llamó al gas que obtuvo de la madera «gas silvestre» («gas de madera»). Era el que actualmente llamamos *dióxido de carbono.*

El estudio de los gases, la forma más sencilla de materia, fue el primero que se prestó a las técnicas de medición precisa: sirvió de camino al mundo de la química moderna.

La ley de Boyle

Hacia el final de la vida de Van Helmont, los gases -en particular el aire, por ser el gas más corriente- alcanzaron una nueva y decisiva importancia. El físico italiano Evangelista Torricelli (1608-47) logró probar, en 1643, que el aire ejercía presión. Demostró que el aire podía sostener una columna de mercurio de setenta centímetros de altura y con ello inventó el barómetro.

Los gases, de repente, perdieron su misterio. Eran materiales, poseían peso, como los líquidos y los sólidos más fácilmente estudiados. Se diferenciaban de ellos sobre todo en su densidad mucho más baja.

La presión ejercida por el peso de la atmósfera fue demostrada de modo espectacular por el físico alemán Otto von Guericke (1602-86). Inventó una bomba de aire con la que se podía extraer éste de un recipiente, de manera que la presión del aire en el exterior no llegaba a igualarse con la presión del aire interior.

En 1654, Guericke preparó dos semiesferas de metal que encajaban mediante un reborde engrasado. Después de unir las dos semiesferas y extraer el aire que contenían mediante una bomba, la presión del aire exterior mantenía las semiesferas unidas. Yuntas de caballos unidas a cada una de las dos semiesferas y fustigadas para que tirasen lo más posible en direcciones opuestas, no lograron separar las semiesferas. Sin embargo, en cuanto se permitió que el aire volviese a penetrar en las semiesferas, pudieron separarlas.

Este tipo de demostraciones despertaron gran interés por las propiedades del aire. Y excitaron en particular la curiosidad del químico irlandés Robert Boyle (1627-91), quien proyectó una bomba de aire más perfeccionada que la de Guericke. En vez de, por así decir, extraer el aire de un recipiente aspirándolo, probó el procedimiento opuesto de comprimirlo.

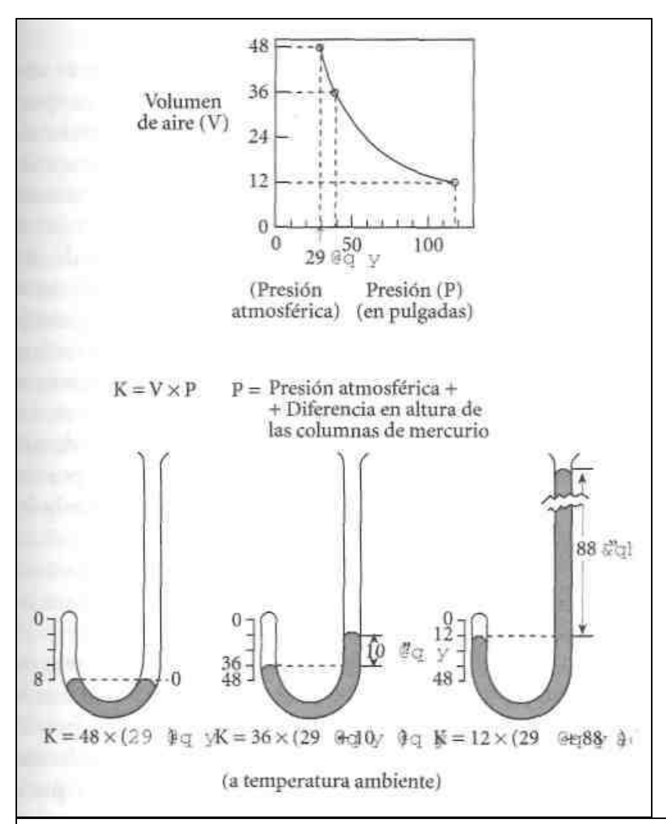


Fig. 4. La ley de Boyle, que estableció la relación de proporcionalidad inversa entre la presión y el volumen de un gas a temperatura constante, deriva del experimento ilustrado. El mercurio vertido en la rama larga del tubo empuja el aire encerrado hacia la rama corta. Doblando la altura de la columna de mercurio, la de aire se reduce a la mitad. La relación viene expresada en la curva de la parte superior, que es una sección de una rama de hipérbola.

En sus experimentos, Boyle halló que el volumen de una muestra de aire variaba con la presión según una proporción inversa simple (ver figura 4), y lo descubrió vertiendo mercurio gota a gota en un tubo muy largo, de construcción especial, y dejando una muestra de aire en el extremo corto, cerrado, que se ajustaba mediante una espita. Añadiendo más mercurio al extremo largo y abierto podía incrementar la presión del aire encerrado. Si añadía suficiente mercurio como para someter el aire a una presión doble (doble peso de mercurio), el volumen del aire encerrado se reducía a la mitad. Si la presión se triplicaba, el volumen se reducía a un tercio. Por otra parte, si se reducía la presión el aire se expandía. Esta relación en la que el volumen disminuía a medida que aumentaba la presión se publicó por vez primera en 1622, y todavía nos referimos a ella como la *ley de Boyle.*

Este fue el primer intento de aplicar mediciones exactas a los cambios en una sustancia de particular interés para los químicos[1].

Boyle no especificó que la temperatura debe mantenerse constante para que dicha ley sea válida. Probablemente lo realizó así, y supuso que se daría por hecho. El físico francés Edme Mariotte (1630-1684), que descubrió independientemente la ley de Boyle hacia el año 1680, especificó que la temperatura debe mantenerse constante. Por esta razón, en la Europa continental se alude con frecuencia a la ley de Boyle como la ley *de Mariotte.*

Los experimentos de Boyle ofrecían un centro de atracción para el creciente número de atomistas. Como se ha dicho antes, el poema de Lucrecio, publicado en una edición impresa (ver pág. 37), había atraído la atención de los humanistas europeos hacia las opiniones griegas sobre el atomismo. Un filósofo francés, Pierre Gassendi

(1592-1655), se convirtió como resultado de ello en un atomista convencido; y sus escritos impresionaron tanto a Boyle que, a raíz de ello, también éste se convirtió al atomismo.

Mientras la atención se siguió centrando en los líquidos y sólidos solamente, las pruebas del atomismo no fueron mayores en tiempo de Boyle que en el de Demócrito (ver pág. 22). Los líquidos y sólidos no pueden comprimirse más que en proporciones insignificantes. Si se componen de átomos, estos átomos deben de estar en contacto, y no pueden situarse más juntos de lo que están. Por lo tanto, es difícil argumentar que los líquidos y los sólidos tienen que estar compuestos de átomos, porque si estuviesen hechos de una sustancia continua sería también muy difícil comprimirlos. ¿Por qué entonces preocuparse por los átomos?

Sin embargo, el aire, como ya se había observado en los tiempos antiguos y como Boyle ponía ahora en claro espectacularmente, podía comprimirse con facilidad. ¿Cómo podía ocurrir eso, a menos que estuviese formado por átomos minúsculos separados por el espacio vacío? La compresión del aire significaría simplemente, desde este punto de vista, la supresión del espacio vacío en el volumen, colocando a los átomos en estrecho contacto.

Si se acepta esta opinión sobre los gases, es más fácil creer que también los líquidos y sólidos están compuestos de átomos. Por ejemplo, el agua se evapora. ¿Cómo podía ocurrir esto, a no ser que desapareciese en forma de partículas minúsculas? Y, ¿qué sería más simple, entonces, que suponer que pasa a vapor átomo a átomo? Si el agua se calienta, hierve, y el vapor se forma de modo visible. El vapor de agua tiene las propiedades físicas de una sustancia semejante al aire y, por tanto, es natural suponer que está compuesto de átomos. Pero, si el agua está compuesta de átomos en su forma gaseosa, ¿por qué no en su forma líquida, así como en su forma sólida de hielo? Y si esto es cierto con el agua, ¿por qué no para toda la materia?

Este tipo de argumentos resultaban impresionantes, y por primera vez desde que se habían imaginado los átomos, dos mil años antes, el atomismo comenzó a ganar numerosos adeptos. Entre ellos, por ejemplo, Newton.

No obstante, los átomos seguían siendo un concepto nebuloso. Nada podía decirse sobre ellos, excepto que si se aceptaba su existencia, era más fácil explicar el comportamiento de los gases. Tuvo que pasar otro siglo y medio antes de que el atomismo adquiriese un enfoque bien delineado.

La nueva concepción de los elementos

Los estudios de Boyle marcan el final de los términos «alquimia» y «alquimista». Boyle suprimió la primera sílaba del término* en su libro *El químico escéptico,* publicado en 1661. Desde entonces, la ciencia fue la *química,* y los que trabajaban en este campo eran los *químicos* (* En inglés es «alchemist» y «chemist». (N. del T.)).

Boyle era «escéptico» porque ya no estaba dispuesto a aceptar ciegamente las antiguas conclusiones que se habían deducido de los primeros principios. A Boyle le desagradaban especialmente los antiguos intentos de identificar los elementos del universo por medio de meros razonamientos. En lugar de ello, definía los elementos de una forma real, práctica. Un elemento -tal como se había considerado siempre desde el tiempo de Tales (ver pág. 17-18)- era una de las sustancias simples primarias de las cuales se componía el universo. Pero ahora cualquier supuesto elemento debería ser examinado con el fin de ver si era realmente simple. Si una sustancia podía descomponerse en sustancias más simples, no se trataba de un elemento, pero las sustancias más simples sí podían serlo, hasta el momento en que los químicos

aprendiesen a descomponerlas en sustancias aún más sencillas.

Además, dos sustancias que fuesen sendos elementos podían unirse íntimamente para formar una tercera sustancia, llamada un compuesto, y en ese caso el compuesto debería poderse descomponer en los dos elementos originales.

El término «elemento», en este contexto, tiene sólo un significado práctico. Una sustancia como el cuarzo, por ejemplo, podía considerarse un elemento hasta el momento en que los químicos experimentales descubriesen el modo de convertirla en dos o más sustancias más simples todavía. En realidad, según esta concepción, ninguna sustancia podía ser nunca un elemento excepto en un sentido provisional, ya que nunca había la seguridad de que, al avanzar en los conocimientos, no fuese posible idear un procedimiento para descomponer un supuesto elemento en dos sustancias más simples.

Hasta la llegada del siglo xx no pudo definirse la naturaleza de los elementos en un sentido no provisional (véase página 224).

El solo hecho de que Boyle exigiese un enfoque experimental al definir los elementos (enfoque que se adoptó posteriormente), no significa que supiese lo que eran los diversos elementos. Podía haber resultado, después de todo, que el enfoque experimental demostrase que los elementos griegos, fuego, aire, agua y tierra, eran elementos.

Boyle estaba convencido, por ejemplo, de la validez del punto de vista alquimista de que los metales no eran elementos, y que un metal podía convertirse en otro. En 1689 pidió al gobierno británico que aboliese la ley contra la fabricación alquimista de oro (también ellos temían al trastorno de la economía), porque creía que formando oro de un metal básico, los químicos podrían ayudar a demostrar la teoría atómica de la materia.

Pero Boyle se equivocó en esto; los metales demostraron ser elementos. En efecto, nueve sustancias que reconocemos ahora como elementos había sido conocidas por los antiguos: los siete metales (oro, plata, cobre, hierro, estaño, plomo y mercurio) y dos no metales (carbono y azufre). Además, había cuatro sustancias reconocidas ahora como elementos, que habían llegado a ser familiares para los alquimistas medievales: arsénico, antimonio, bismuto y cinc.

El mismo Boyle estuvo a punto de ser el descubridor de un nuevo elemento. En 1680 preparó fósforo a partir de orina. Sin embargo, unos cinco o diez años antes, el hecho había sido conseguido por un químico alemán, Henning Brand (¿ - aproximadamente 1692). A Brand se le llama a veces «el último de los alquimistas», y realmente su descubrimiento tuvo lugar cuando estaba buscando la piedra filosofal, que pensaba hallaría (de entre todos los sitios) en la orina. Brand fue el primer hombre que descubrió un elemento que no se había conocido, en ninguna forma, antes del desarrollo de la ciencia moderna.

El flogisto

Los descubrimientos del siglo xvii relativos a la presión del aire y al fenómeno insólito que se podía llevar a cabo produciendo un vacío y dejando actuar a la presión del aire dieron importantes resultados. A varias personas se les ocurrió que podía producirse un vacío sin utilizar la bomba de aire.

Supongamos que se hierve agua y se llena una cámara con el vapor, enfriando después la cámara con agua fría. El vapor que hay dentro de la cámara se condensará en gotas de agua,

y en su lugar se formará un vacío. Si una de las paredes de la cámara fuese móvil, la presión del aire exterior empujaría entonces la pared hacia dentro de la

cámara.

La pared movible podría empujarse «de nuevo hacia afuera, formando más vapor y permitiéndole entrar en la cámara; y podría volver a desplazarse hacia adentro si, una vez más, se condensase el vapor. Si imaginamos que la pared movible forma parte de un pistón, observaremos que el pistón se moverá hacia dentro y hacia fuera, y que este vaivén podría utilizarse, por ejemplo, para impulsar una bomba.

Hacia 1700, el ingeniero inglés Thomas Savery (aproximadamente 1670-1715) construyó una *máquina de vapor* de este tipo. Era un invento peligroso, porque utilizaba vapor a alta presión en un época en que la técnica de las altas presiones no podía controlarse con seguridad. Pero otro inglés, Thomas Newcomen (1663-1729), asociado con Savery, ideó una máquina de vapor capaz de trabajar a baja presión (ver figura 5). Hacia finales del siglo xviii, el ingeniero escocés James Watt (1736-1819) mejoró el ingenio y lo transformó en algo realmente práctico.

El resultado de todo esto fue que, por vez primera, la humanidad ya no tendría que depender más de sus propios músculos ni de la fuerza animal. Nunca más habría de estar a expensas de la fuerza favorable o desfavorable del viento, ni de la energía localizada en algunos puntos del agua corriente. En su lugar disponía de una fuente de energía a la que podía recurrir en cualquier momento y en cualquier lugar con sólo hervir agua sobre un fuego de leña o de carbón. Este fue el factor decisivo que señaló el comienzo de la «Revolución Industrial».

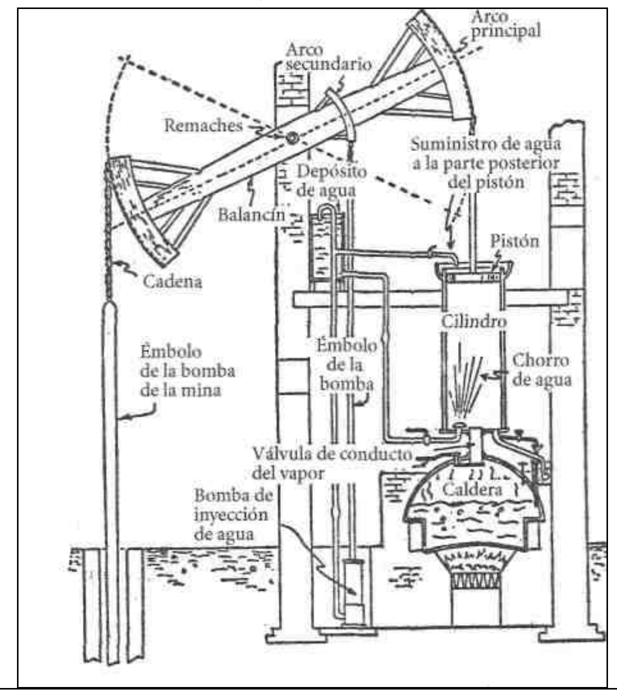


Fig. 5. La máquina de bombeo de Newcomen, que funciona a presión atmosférica. El agua pulverizada en el interior del cilindro condensa el vapor, creado un vacío. El pistón desciende en el vado, para volver hasta arriba del émbolo por una nueva inyección de vapor.

El creciente interés despertado a partir de 1650 por la posibilidad de encontrar nuevas aplicaciones al fuego y, por medio de las máquinas de vapor, obligarle a realizar los trabajos duros de la tierra, llevó a los químicos a una nueva conciencia del fuego. ¿Por qué algunas cosas arden y otras no? ¿Cuál es la naturaleza de la combustión?

Según las antiguas concepciones griegas, todo lo que puede arder contiene dentro de sí el elemento fuego, que se libera bajo condiciones apropiadas. Las nociones alquímicas eran semejantes, salvo que se concebían los combustibles

como algo que contenían el principio del «azufre» (no necesariamente el azufre

real).

En 1669, un químico alemán, Johann Joachim Becher (1635-82), trató de racionalizar más esta concepción, introduciendo un nuevo nombre. Imaginó que los sólidos estaban compuestos por tres tipos de «tierra». Una de ellas la llamó «térra pinguis» («tierra crasa»), y la intuyó como el principio de la inflamabilidad.

Un seguidor de las doctrinas, más bien vagas, de Becher fue el químico y físico alemán Georg Ernest Stahl (1660-1734). Propuso un nombre aún más nuevo para el principio de la inflamabilidad, llamándole *flogisto,* de una palabra griega que significa «hacer arder». Desarrolló después un esquema -basado en el flogisto- que pudiera explicar la combustión.

Stahl mantenía que los objetos combustibles eran ricos en flogisto, y los procesos de combustión suponían la pérdida del mismo en el aire. Lo que quedaba tras la combustión no tenía flogisto y, por tanto, no podía seguir ardiendo. Así, la madera tenía flogisto, pero las cenizas no.

Además, Stahl sostenía que el enmohecimiento de los metales era análogo a la combustión de la madera, y afirmó que los metales contenían flogisto, pero no así cuando estaban enmohecidos (o «calcinados»). La idea era importante, porque permitió proponer una explicación razonable sobre la conversión de las menas minerales en metal, el primer gran descubrimiento químico del hombre civilizado. La explicación consistía en esto: una mena mineral, pobre en flogisto, se calienta con carbón vegetal, muy rico en flogisto. El flogisto pasa desde el carbón al mineral, es decir, el carbón vegetal rico en flogisto se transforma en cenizas pobres en flogisto, mientras que con el mineral ocurre precisamente lo contrario.

Stahl consideró que el aire resultaba útil en la combustión sólo de un modo indirecto. Servía únicamente como transportador, captando el flogisto según abandonaba la madera o el metal y transfiriéndolo a alguna otra cosa (si es que la había disponible).

La teoría de Stahl sobre el flogisto encontró oposición al principio, en particular la de Hermann Boerhaave (1668-1738), un físico holandés, quien argüía que la combustión ordinaria y el enmohecimiento no podían ser diferentes versiones del mismo fenómeno.

Está claro que en un caso hay presencia de llama y en el otro no. Pero para Stahl la explicación era que en la combustión de sustancias tales como la madera, el flogisto se libera tan rápidamente que su paso calienta los alrededores y se vuelve visible en forma de llama. En el enmohecimiento, la pérdida de flogisto es más lenta, y no aparece llama.

A pesar de la oposición de Boerhaave, la teoría del flogisto ganó popularidad a lo largo del siglo xviii. En la década de los setenta era casi universalmente aceptada por los químicos, desde el momento en que parecía explicar tantas cosas y tan claramente.

Pero quedaba una dificultad que ni Stahl ni sus seguidores lograron explicar. Las sustancias más combustibles, como la madera, el papel y la grasa, parecían consumirse en gran parte al arder. El hollín o las cenizas restantes eran mucho más ligeras que la sustancia original, lo cual era de esperar, ya que el flogisto había abandonado la sustancia original. Sin embargo, cuando los metales se enmohecían, también perdían flogisto, de acuerdo con la teoría de Stahl, pero el metal enmohecido era más pesado que el original (un hecho que los alquimistas habían observado ya en 1490). ¿Podía el flogisto tener peso negativo, de modo que una sustancia al perderlo pesaba más que antes, como mantenían algunos químicos del siglo xviii? En ese caso, ¿por qué la madera perdía peso al arder? ¿Había dos tipos de flogisto, uno con peso positivo y otro con peso negativo?

Este problema sin resolver no era tan serio en el siglo XVIII como nos parece hoy a nosotros. Acostumbrados como estamos a medir los fenómenos con precisión, cualquier cambio inexplicable en el peso nos daría que pensar. Pero los químicos del siglo XVIII aún no habían aceptado la importancia de las mediciones cuidadosas, y no les preocupaban tales cambios. Mientras la teoría del flogisto explicase los cambios de aspecto y las propiedades, cabía ignorar -pensaban ellos- las variaciones en el peso.

4. Los gases

Dióxido de carbono y nitrógeno

La explicación de los enrevesados cambios de peso durante la combustión había que encontrarla, naturalmente, en los gases que aparecían o desaparecían mientras se formaban los compuestos. Pese al paulatino desarrollo del conocimiento de los gases desde tiempos de Van Helmont, un siglo antes (véase pág. 44) en la época de Stahl aún no se había intentado tomarlos en cuenta como no fuese para reparar en su existencia. Pensando en los cambios de peso durante la combustión, los investigadores solamente tenían ojos para los sólidos y los líquidos. Las cenizas eran más ligeras que la madera, pero, ¿qué ocurría con los vapores liberados por la materia ardiente? No se consideraban. La herrumbre era más pesada que el metal, pero, ¿había tomado la herrumbre algo del aire? No se consideraba.

Antes de poder subsanar estas deficiencias era preciso que los químicos se familiarizaran más con los gases. Había que vencer el miedo a una sustancia tan difícil de coger, confinar y estudiar.

El químico inglés Stephen Hales (1667-1761) dio un paso en la dirección correcta, a principios del siglo xvín, al recoger gases sobre el agua. Los vapores formados como resultado de una reacción química pudieron conducirse, a través de un tubo, al interior de un recipiente que se había colocado lleno de agua y boca abajo en una jofaina con agua. El gas burbujeaba dentro del recipiente, desplazando el agua y forzándola a través del fondo abierto. Al final, Hales obtuvo un recipiente del gas o gases formados en la reacción.

Hales mismo no distinguió entre los diferentes gases que preparó y confinó, ni tampoco estudió sus propiedades, pero el solo hecho de haber ideado una técnica sencilla para retenerlos era de la mayor importancia.

El químico escocés Joseph Black (1728-99) dio otro importante paso adelante. La tesis que le mereció una graduación en medicina en 1754 trataba sobre un problema químico (era la época en que la medicina y la mineralogía estaban estrechamente interrelacionadas), y publicó sus resultados en 1756. Lo que hizo fue calentar fuertemente la piedra caliza (carbonato calcico). Este carbonato se descompuso, liberando un gas y dejando cal (óxido de calcio) tras de sí. El gas liberado pudo recombinarse con el óxido de calcio para formar de nuevo carbonato cálcico. El gas (dióxido de carbono) era idéntico al «gas silvestre» de Van Helmont (véase pág. 45), pero Black lo llamó «aire fijado», porque cabía combinarlo («fijarlo») de tal manera que formase parte de una sustancia sólida.

Los descubrimientos de Black fueron importantes por varias razones. En primer lugar, mostró que el dióxido de carbono puede formarse calentando un mineral, lo mismo que quemando madera; de este modo se estableció una importante conexión entre los reinos animado e inanimado.

En segundo lugar, demostró que las sustancias gaseosas no sólo son liberadas por los sólidos y líquidos, sino que pueden combinarse con ellos para producir cambios químicos. Este descubrimiento quitó a los gases mucho de su misterio y los presentó más bien como una variedad de la materia que poseía propiedades en común (al menos químicamente) con los sólidos y líquidos más familiares.

Por otro lado, Black demostró que cuando el óxido de calcio se abandona en el aire, vuelve lentamente a carbonato cálcico. De esto dedujo (correctamente) que hay pequeñas cantidades de dióxido de carbono en la atmósfera. He aquí la primera indicación clara de que el aire no es una sustancia simple y que, por lo tanto, pese a la

concepción griega, no es un elemento según la definición de Boyle. Consiste en una mezcla de por lo menos dos sustancias diferentes, el aire ordinario y el dióxido de carbono.

Estudiando el efecto del calor sobre el carbonato cálcico, Black midió la pérdida de peso implicada. También midió la cantidad de carbonato cálcico que neutralizaba una determinada cantidad de ácido. Este fue un paso gigante hacia la aplicación de mediciones cuantitativas a los cambios químicos, un método de análisis que pronto iba a alcanzar su plena madurez con Lavoisier.

Estudiando las propiedades del dióxido de carbono, Black observó que una vela no podía arder en su seno. Una vela encendida en un recipiente cerrado lleno de aire ordinario termina por apagarse, y el aire que queda no puede volver a mantener una llama. Éste descubrimiento parece ciertamente razonable, puesto que la vela encendida ha formado dióxido de carbono. Pero cuando el dióxido de carbono del aire encerrado se absorbe mediante compuestos químicos, queda algo de aire sin absorber. Este aire que queda y que no tiene dióxido de carbono, tampoco puede mantener una llama.

Black pasó este problema a uno de sus alumnos, el químico escocés Daniel Rutherford (1749-1819). Rutherford metió un ratón en un volumen cerrado de aire hasta que murió. Encendió luego una vela en el gas que quedaba, hasta que se apagó. Después encendió fósforo en lo que quedaba, hasta que el fósforo dejó de arder. A continuación pasó el aire a través de una sustancia capaz de absorber el dióxido de carbono. El aire restante era incapaz de mantener la combustión; un ratón no pudo vivir en él y una vela colocada en su seno se apagó.

Rutherford informó de este experimento en 1772. Puesto que tanto él como Black estaban convencidos de la validez de la teoría del flogisto, trataron de explicar sus resultados en términos de dicha teoría: a medida que el ratón respiraba y las velas y el fósforo ardían, el flogisto se liberaba y se unía al aire, junto con el dióxido de carbono formado. Al absorber más tarde el dióxido de carbono, el aire restante seguía conteniendo mucho flogisto, tanto, que estaba saturado de él; no podía aceptar más. Por eso los objetos no seguían ardiendo en él.

Por este razonamiento, Rutherford llamó al gas que había aislado «aire flogisticado». Hoy día lo llamamos *nitrógeno,* y concedemos a Rutherford el crédito de su descubrimiento.

Hidrógeno y oxígeno

Otros dos químicos ingleses, ambos partidarios de la teoría del flogisto, avanzaron aún más en el estudio de los gases por esta época.

Uno de ellos fue Henry Cavendish (1731-1810). Era un excéntrico acaudalado que investigó en diversos campos, pero que se guardaba para sí los resultados de su trabajo y pocas veces los publicaba. Afortunadamente, sí publicó los resultados de sus experiencias sobre los gases.

Cavendish estaba especialmente interesado en un gas que se formaba cuando los ácidos reaccionaban con ciertos metales. Este gas había sido aislado con anterioridad por Boyle

y Hales, y quizá por otros, pero Cavendish, en 1766, fue el primero en investigar sus propiedades sistemáticamente. Por eso se le atribuye por lo general el mérito de su descubrimiento. Dicho gas recibió más tarde el nombre de *hidrógeno.*

Cavendish fue el primero en medir el peso de volúmenes determinados de diferentes gases, es decir, determinó la densidad de cada gas. Averiguó que el hidrógeno es extraordinariamente ligero, con una densidad de sólo una catorceava parte la del aire

(y hoy día sigue siendo el menos denso de los gases conocidos). Tenía una segunda propiedad extraña: a diferencia del dióxido de carbono y del mismo aire, era fácilmente inflamable. Cavendish, considerando su extrema ligereza e inflamabilidad, especuló con la posibilidad de que fuese el mismo flogisto aislado.

El segundo químico fue Joseph Priestley (1733-1804), ministro unitario que estaba profundamente interesado, por afición, en la química. Hacia finales de 1760 se hizo cargo de una parroquia en Leeds, Inglaterra, junto a la que, casualmente, había una cervecería. La fermentación del grano produce dióxido de carbono, que Priestley podía así obtener en abundancia para sus experimentos.

Recogiendo dióxido de carbono sobre agua, observó que una parte se disolvía y daba al agua un agradable sabor ácido. Era lo que en la actualidad llamamos «seltz» o «agua de soda». Y como sólo se necesita añadir esencia y azúcar para producir bebidas gaseosas, Priestley puede considerarse como el padre de la moderna industria de refrescos.

Priestley empezó a estudiar otros gases a comienzos de la década 1770-79. En esa época sólo se conocían tres gases diferentes: el aire mismo, el dióxido de carbono de Van Helmont y Black, y el hidrógeno de Cavendish. Rutherford añadiría el nitrógeno como cuarto gas. Priestley, por su parte, procedió a aislar y estudiar algunos otros gases.

Su experiencia con el dióxido de carbono le había enseñado que los gases pueden ser solubles en agua y, para no perderlos en sus experimentos, intentó recogerlos sobre mercurio. Por este método logró recoger y estudiar gases como el óxido nitroso, amoniaco, cloruro de hidrógeno y dióxido de azufre (para darles sus nombres actuales), todos los cuales son demasiado solubles en agua para resistir el paso a su través.

En 1774, el uso del mercurio en su trabajo con los gases dio lugar al descubrimiento más importante de Priestley. El mercurio, cuando se calienta en el aire, forma un «calcinado» de color rojo ladrillo (que ahora llamamos óxido de mercurio). Priestley puso algo de este calcinado en un tubo de ensayo y lo calentó con una lente que concentraba los rayos del sol sobre él. El calcinado se transformó de nuevo en mercurio, que aparecía como bolitas brillantes en la parte superior del tubo de ensayo. Además, la descomposición liberaba un gas de propiedades muy extrañas. Los combustibles ardían antes y con más brillo en este gas que en el aire. Un rescoldo de madera introducido en un recipiente que contuviese dicho gas ardía con llama.

Priestley trató de explicar este fenómeno recurriendo a la teoría del flogisto. Puesto que los objetos ardían tan fácilmente en este gas, tenían que ser capaces de liberar flogisto con extraordinaria facilidad. ¿Cómo podría ser eso, a menos que el gas fuese una muestra de aire de la que se hubiera extraído el flogisto, de tal modo que aceptaba un nuevo aporte con especial avidez? Así, Priestley llamó a este nuevo gas «aire desflogisticado». (Sin embargo, pocos años después fue rebautizado como *oxígeno,* nombre que aún conserva.)

Realmente, el «aire desflogisticado» de Priestley parecía ser el opuesto al «aire flogisticado» de Rutherford. Un ratón moría en este último, pero era particularmente activo y ju-

guetón en el primero. Priestley probó a respirar algo de ese «aire desflogisticado», y se sintió «ligero y cómodo».

Pero tanto Rutherford como Priestley habían sido precedidos por un químico sueco, Karl Wilhelm Scheele (1742-1786), uno de los químicos que llevaron a Suecia a la vanguardia de la ciencia en el siglo xviii.

Uno de ellos, George Brandt (1694-1730), estudió hacia 1730 un mineral azulado que parecía mena de cobre, pero que, para desesperación de los mineros, no daba cobre cuando se sometía al tratamiento habitual. Los mineros pensaban que era

mineral embrujado por los espíritus de la tierra, a los que llamaban «kobolds» (gnomos). Brandt logró demostrar que el mineral no contenía cobre, sino un nuevo metal (que parecía hierro por sus propiedades químicas) al que llamó *cobalto*, en honor a los espíritus de la tierra.

En 1751, Axel Fredric Cronstedt (1722-65) descubrió un metal muy semejante, el *níquel;* Johann Gottlieb Gahn (1745-1818) aisló el *manganeso* en 1774, y Peter Jacob Hjelm (1746-1813) aisló *molibdeno* en 1782.

El descubrimiento de estos nuevos elementos por los suecos demostró la avanzada mineralogía que él practicaba en aquella nación. Cronstedt, por ejemplo, introdujo el soplete en el estudio de los minerales (ver figura 6). Consistía éste en un tubo largo que se estrechaba hacia uno de los extremos y que, cuando se soplaba por el extremo ancho, producía un chorro de aire en el extremo apuntado. Este chorro, dirigido hacia la llama, incrementaba su calor.

La llama calentada, actuando sobre un mineral, permitía obtener información acerca de la naturaleza y composición del mineral a partir del color de la llama, de la naturaleza de los vapores formados, de los óxidos de sustancias metálicas que quedaban, etc. El soplete se mantuvo como herramienta clave de trabajo en *análisis químico* durante un siglo.

Mediante las nuevas técnicas -como la del soplete- se adquirió tanto conocimiento sobre los minerales que Cronstedt creyó justificado sugerir que debían clasificarse no sólo de acuerdo con su apariencia, sino también de acuerdo con su estructura química. En 1758 se publicó un libro detallando esta nueva forma de clasificación.

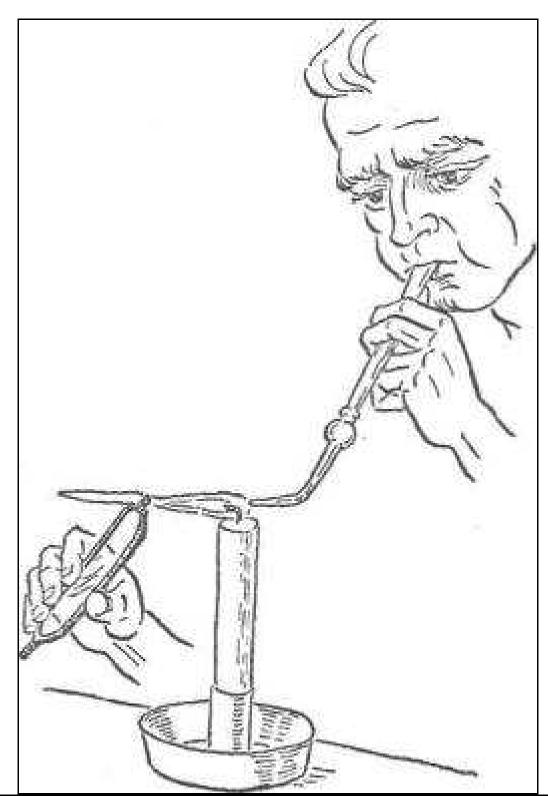


Fig. 6. El soplete, introducido en el laboratorio por el químico sueco Constedt (1722-1765), fue un instrumento clave de análisis durante más de un siglo, y se utiliza todavía. El aire soplado por el tubo aumenta y dirige el calor de la llama.

Este trabajo fue superado por el de otro mineralogista sueco Torbern Olof

Bergman (1735-84). Bergman desarrolló una teoría para explicar por qué una sustancia reacciona con otra, pero no con una tercera. Supuso la existencia de «afinidades» (es decir, atracciones) en diverso grado entre las sustancias. Preparó esmeradamente unas tablas donde se registraban las diversas afinidades; estas tablas fueron muy famosas en vida de él y aún varias décadas después.

Scheele, que se inició como aprendiz de boticario, atrajo la atención de Bergman, que le favoreció y apadrinó. Scheele descubrió una serie de ácidos entre los que se cuentan el ácido tartárico, ácido cítrico, ácido benzoico, ácido málico, ácido oxálico y ácido gálico en el reino vegetal; ácido láctico y ácido úrico en el animal, y ácido molíbdico y ácido arsenioso en el mineral.

Preparó e investigó tres gases altamente venenosos: fluoruro de hidrógeno, sulfuro de hidrógeno y cianuro de hidrógeno. (Se supone que su temprana muerte fue el resultado de un lento envenenamiento por los compuestos con los que trabajó, y que normalmente probaba.)

Scheele participó en el descubrimiento de la mayoría de los elementos cuya obtención se atribuye a sus colegas suecos. Pero lo más importante es que preparó oxígeno y nitrógeno en 1771 y 1772. Preparó oxigeno calentando determinado número de sustancias de las que se separaba con facilidad y que incluían el óxido de mercurio utilizado por Priestley un par de años después.

Scheele describió sus experimentos cuidadosamente, pero por negligencia de su editor, las descripciones no aparecieron en prensa hasta 1777. Para entonces ya habían aparecido los trabajos de Rutherford y de Priestley, que se llevaron la fama de los descubrimientos.

El triunfo de la medida

Los numerosos e importantes descubrimientos hechos en relación con los gases tenían que ser reunidos en una teoría global, lo que ocurrió hacia finales del siglo xviii. Su autor estaba en escena. Era el químico francés Antoine Laurent Lavoisier (1743-94).

Desde el principio de sus investigaciones químicas, Lavoisier reconoció la importancia de las mediciones precisas. Así, su primer trabajo importante, en 1764, trata sobre una investigación de la composición del yeso: lo calentó para extraer el agua que contenía, y midió luego la cantidad de agua liberada. Se unió así a los que, como Black y Cavendish, aplicaban la medición a los cambios químicos. Lavoisier, sin embargo, era más sistemático, y la utilizó como instrumento con el que derribar las antiguas teorías que, ya inservibles, no harían sino entorpecer el progreso de la química.

Todavía había quienes, por ejemplo, aún en 1770 se aferraban a la vieja concepción griega de los elementos, y mantenían que la transmutación era posible, puesto que el agua se transformaba en tierra calentándola durante mucho tiempo. Esta suposición parecía razonable (incluso, en un principio, a Lavoisier), puesto que calentando agua durante varios días en un recipiente de cristal, se formaba un depósito sólido.

Lavoisier decidió examinar esta supuesta transmutación con algo más que una simple inspección ocular. Durante 101 días hirvió agua en un aparato que condensaba el vapor y lo devolvía al matraz, de manera que en el curso del experimento no se perdía sustancia alguna. Y, por supuesto, no olvidó la medida. Pesó el agua y el recipiente, antes y después del largo período de ebullición.

El sedimento sí apareció, pero el agua no cambió de peso durante la ebullición. De forma que el sedimento no pudo haberse formado a partir del agua. Sin embargo, el recipiente, una vez extraído el sedimento resultó que había perdido peso, una pérdida

que era justamente el peso del sedimento. En otras palabras, el sedimento no era agua convertida en tierra, sino material del vidrio atacado por el agua caliente y precipitado en fragmentos sólidos. He aquí un ejemplo claro en el que la medida pudo conducir a la demostración de un hecho razonable, mientras que el testimonio de los ojos sólo llevaba a una conclusión falsa.

Lavoisier se interesó en la combustión, primero, porque éste era el gran problema de la química del siglo xviii, y segundo, porque uno de sus primeros triunfos fue un ensayo sobre la mejora de las técnicas del alumbrado público en 1760-69. Empezó en 1772, cuando se unió a otros químicos para comprar un diamante que calentó en un recipiente cerrado hasta que desapareció. La formación de dióxido de carbono fue la primera demostración clara de que el diamante era una forma de carbono y, por lo tanto, estaba estrechamente relacionado con el carbón, más que con ninguna otra cosa.

Calentó metales como el estaño y el plomo en recipientes cerrados con una cantidad limitada de aire. Ambos metales desarrollaron en su superficie una capa de «calcinado» hasta un momento determinado en que ésta no avanzaba más. Los partidarios de la teoría del flogisto dirían que el aire había absorbido del metal todo el flogisto que podía retener. Pero, como era bien sabido, el calcinado pesaba más que el propio metal, y sin embargo, cuando Lavoisier pesó todo el recipiente (metal, calcinado, aire, etc.) después del calentamiento, pesaron justamente lo mismo que antes de calentarlos.

De este resultado se deducía que si el metal había ganado peso al calcinarse parcialmente, entonces algo en el recipiente tenía que haber perdido una cantidad de peso equivalente.

Ese algo, al parecer, podría ser el aire, y en ese caso debería haber un vacío parcial en el recipiente. Efectivamente, cuando Lavoisier abrió el matraz, el aire se precipitó en él, tras lo cual comprobó que el matraz y su contenido habían ganado peso.

Lavoisier demostró de esta manera que la calcinación de un metal no era el resultado de la pérdida del misterioso flogisto, sino la ganancia de algo muy material: una parte del aire.

Ahora le era posible aventurar una nueva explicación sobre la formación de los metales a partir de sus menas; la mena era una combinación de metal y gas. Cuando se calentaba con carbón, éste tomaba el gas del metal, formando dióxido de carbono y dejando tras de sí el metal.

Así, mientras Stahl decía que el proceso de obtención de un metal por fusión del mineral correspondiente implicaba el paso de flogisto desde el carbón al mineral, Lavoisier decía que lo implicado en el proceso era el paso de gas desde el mineral al carbón. Pero estas dos explicaciones, aunque inversas, ¿no explicaban el mismo hecho? ¿Había alguna razón para preferir la explicación de Lavoisier a la de Stahl? Sí, la había, porque la teoría de Lavoisier sobre la transferencia de gas podía explicar los cambios de peso durante la combustión.

El calcinado era más pesado que el metal a partir del cual se formaba, a consecuencia del peso de la porción de aire que se incorporaba. La madera también ardía con adición de aire a su sustancia, pero no se observaba aumento de peso porque la nueva sustancia formada (dióxido de carbono) era a su vez un gas que se desvanecía en la atmósfera. Las cenizas que quedaban eran más ligeras que la madera original. Si se quemara madera en un espacio cerrado, los gases formados en el proceso quedarían dentro del sistema, y entonces podría demostrarse que las cenizas, más los vapores formados, más lo que quedaba de aire, mantendrían el peso original de la madera más el aire.

Lavoisier notó, en efecto, que si en el curso de los experimentos se tenían en cuenta todas las sustancias que tomaban parte en la reacción química y todos los productos formados, nunca habría un cambio de peso (o, utilizando el término más preciso de los físicos, un cambio de masa).

Por eso, Lavoisier mantuvo que la masa no se creaba ni se destruía, sino que simplemente cambiaba de unas sustancias a otras. Esta es la *ley de conservación de la masa*, que sirvió de piedra angular a la química del siglo xix[1].

Las conclusiones a que llegó Lavoisier mediante el uso de la medida fueron de tal magnitud, como puede verse, que los químicos aceptaron sin reservas a partir de este momento el uso de este procedimiento.

La combustión

Lavoisier no estaba, empero, totalmente satisfecho. El aire se combinaba con los metales para formar un calcinado y con la madera para formar gases, pero no todo el aire se combinaba de esta manera, sino que sólo lo hacía aproximadamente una quinta parte. ¿Por qué ocurría de este modo?

Priestley, descubridor del «aire desflogisticado» (véase pág. 63), visitó París en 1774 y describió a Lavoisier sus hallazgos. Lavoisier comprendió inmediatamente su significado, y en 1775 publicó sus puntos de vista.

El aire no es una sustancia simple -propuso- sino una mezcla de dos gases en una proporción de 1 a 4. Un quinto del aire era el «aire desflogisticado» de Priestley (si bien Lavoisier, desgraciadamente, olvidó conceder a Priestley el debido mérito). Era esta porción del aire, y sólo ésta, la que se combinaba con los materiales en combustión o en proceso de enmohecimiento; la que se transfería desde el mineral al carbón, la que era esencial para la vida.

Fue Lavoisier quien dio a este gas su nombre, *oxígeno*, derivado de los vocablos que en griego significan «productor de ácidos», pues Lavoisier tenía la idea de que el oxígeno era un compuesto necesario de todos los ácidos. En esto, como se demostró posteriormente (véase pág. 97), estaba equivocado.

Las cuatro quintas partes restantes del aire, que no podían mantener la combustión ni la vida (el aire «flogisticado» de Rutherford), constituían también un gas diferente. Lavoisier lo llamó «ázoe» (de la palabra griega que significa «sin vida»), pero posteriormente lo reemplazó el término nitrógeno. Esta palabra significa «que forma salitre», ya que se descubrió que el nitrógeno formaba parte de la sustancia de este mineral.

Lavoisier estaba convencido de que la vida se mantenía por algún proceso semejante a la combustión[2], puesto que lo que inspiramos es aire rico en oxígeno y pobre en dióxido de carbono, mientras que el que exhalamos está empobrecido en oxígeno y enriquecido en dióxido de carbono. Él y su colaborador, Pierre Simón de Laplace (1749-1827) -que más tarde se convertiría en un famoso astrónomo- intentaron medir el oxígeno tomado y el dióxido de carbono liberado por los animales. Los resultados fueron algo desconcertantes, pues parte del oxígeno inhalado no aparecía en el dióxido de carbono espirado.

En 1783 Cavendish aún estaba trabajando con su gas inflamable (véase pág. 62). Quemó una muestra de éste y estudió sus consecuencias, comprobando que los vapores producidos al arder se condensaban para formar un líquido que, al investigarlo, resultó ser nada más y nada menos que agua.

Este experimento fue de importancia crucial. En primer lugar, era otro duro golpe a la teoría griega de los elementos, porque demostró que el agua no era una sustancia simple, sino el producto de la combinación de dos gases.

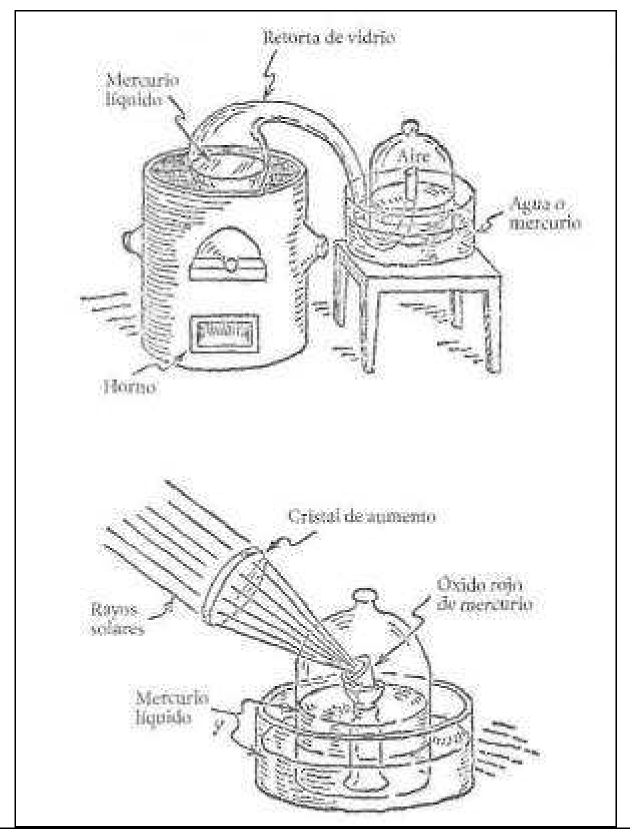


Fig. 7. Los experimentos de Lavoiser fueron ilustrados en sus *Elementos de Química* con dibujos de Mme. Lavoisier.

Lavoisier, enterado del experimento, llamó al gas de Cavendish *hidrógeno* («productor de agua»), y dedujo que el hidrógeno ardía por combinación con el oxígeno, y que, por tanto, el agua era una combinación de hidrógeno y oxígeno. También consideró que la sustancia de los alimentos y de los tejidos vivos contenía una combinación de carbono e hidrógeno, de manera que cuando se inhalaba aire, el oxígeno se consumía formando no sólo dióxido de carbono a partir del carbono, sino también agua a partir del hidrógeno. Esta explicación aclaraba el hecho de que parte «del oxígeno no podía medirse en sus primeros experimentos sobre la respiración[3].

Las nuevas teorías de Lavoisier suponían una completa racionalización de la química. Todos los misteriosos «principios» habían caído con ella. En el futuro solamente interesarían a los químicos los materiales que pudieran pesarse o medirse.

Tras establecer esta base, Lavoisier comenzó a levantar la superestructura. Durante la década de 1780-89, en colaboración con otros tres químicos franceses, Louis Bernard Guyton de Morveau (1737-1816), Claude Louis Berthollet (1748-1822) y Antoine Francois de Fourcroy (1755-1808), elaboró un sistema lógico de nomenclatura que se publicó en 1787.

La química no volvería a ser un fárrago de nombres como en los días de la alquimia (ver pág. 26), cuando cada tratadista utilizaba su propio sistema y confundía a los demás. Se tendría en lo sucesivo un sistema reconocido que todos pudieran usar; un sistema basado sobre principios lógicos, de modo que cualquiera pudiese deducir los elementos de que estaba formado un compuesto a partir del nombre de éste. Por ejemplo, el óxido de calcio estaba hecho de calcio y oxígeno; el cloruro sódico, de sodio y cloro; el sulfuro de hidrógeno, de azufre e hidrógeno; etc.

Asimismo, se puso a punto un cuidadoso sistema de prefijos y sufijos que

proporcionara alguna indicación acerca de las proporciones en las que estaban presentes los distintos elementos. Así, el dióxido de carbono contenía más oxígeno que el monóxido de carbono. Por otra parte, el clorato de potasio tenía más oxígeno que el clorito, mientras que el perclorato tenía aún más que el clorato, y el cloruro no tenía nada de oxígeno.

En 1789 Lavoisier publicó un libro *(Tratado elemental de Química)* que aportó al mundo una visión unificada del conocimiento químico en base a sus nuevas teorías y nomenclatura. Fue el primer texto moderno de química.

Entre otras cosas, el libro incluía una lista de todos los elementos conocidos hasta entonces (o, más bien, de todas las sustancias que Lavoisier consideró elementos según el criterio de Boyle, y que no pudo descomponer en otras más sencillas) (véase fig. 8). Es un mérito que hay que reconocer a Lavoisier el que de las 33 sustancias enumeradas solamente dos estaban completamente equivocadas. Estas dos eran la «luz» y el «calórico» que, como resultó evidente en las décadas posteriores a Lavoisier, no eran sustancias, sino formas de energía.

De las 31 restantes, algunas eran verdaderos elementos de acuerdo con los requisitos actuales. Éstos incluían sustancias -como el oro y el cobre- que se conocían desde antiguo, así como otras, como el oxígeno y el molibdeno, que se habían descubierto pocos años antes de la publicación del libro de Lavoisier. Ocho de las sustancias enumeradas (la cal y la magnesia, por ejemplo) no se volvieron a aceptar como elementos, puesto que ya en la época de Lavoisier se habían descompuesto en sustancias más sencillas. Pero, en cualquier caso, una de aquellas sustancias simples resultó ser un nuevo elemento.

Hubo alguna oposición ante los nuevos puntos de vista de Lavoisier (que se han mantenido hasta la actualidad), sobre todo por parte de ciertos partidarios acérrimos del flogisto, Priestley entre ellos. Pero otros aceptaron con entusiasmo la nueva química. Bergman, en Suecia, fue uno de éstos. En Alemania, el químico Martin Heinrich Klaproth (1743-1817) fue uno de los primeros conversos. Su aceptación de las teorías de Lavoisier fue importante, ya que al ser Stahl alemán, había cierta tendencia entre los germanos a adherirse al flogisto como gesto patriótico. (Klaproth alcanzó la fama después de haber descubierto algunos elementos: el *uranio y el circonio,* en 1789.)

El mismo año en que se publicó el libro de Lavoisier, triunfó la Revolución Francesa, degenerando rápidamente en los feroces excesos del Terror. Lavoisier, por desgracia, estaba relacionado con una organización de recaudadores de impuestos que los revolucionarios consideraban un instrumento de corrupción de la odiada monarquía. Ejecutaron en la guillotina a todos los funcionarios que lograron prender. Uno de ellos era Lavoisier.

Así, en 1794, uno de los más grandes químicos que jamás ha existido, fue muerto innecesaria e inútilmente en lo mejor de su vida. «Bastó un instante para cercenar esa cabeza, y quizá un siglo no baste para producir otra igual», dijo Joseph Lagrange, el insigne matemático. Lavoisier es umversalmente recordado en la actualidad como «el padre de la química moderna».

TABLA DE SUSTANCIAS SIMPLES PERTENECIENTES A TODOS LOS REINOS DE LA NATURALEZA QUE PUEDEN CONSIDERARSE COMO ELEMENTOS DE LOS CUERPOS

NOMBRE NUEVO	NOMBRE ANTIGUO
Luz	Luz
Calórico	Calor Principios o elementos del calor Fuego, Fluido ígneo Sustancia del fuego y del calor
Oxígeno	Aire desflogisticado Aire empíreo Aire vital, o base del aire vital
Ázoe	Aire o gas flogisticado Vapor fétido, o su base
Hidrógeno	Aire o gas inflamable, o la base del aire inflamable

SUSTANCIAS SIMPLES NO METÁLICAS OXIDABLES Y ACIDIFICABLES

NOMBRE NUEVO	NOMBRE ANTIGUO
Azufre Fósforo Carbón	los mismos nombres
Radical muriático Radical fluórico Radical borácico	aún desconocidos

Fig. 8. Lista de elementos reunidos por Lavoisier, aparecida en sus *Elementos de Química.*

TABLA DE SUSTANCIAS SIMPLES,
CUERPOS METÁLICOS SIMPLES OXIDABLES Y ACIDIFICABLES

Nombre nuevo		Nombre antiguo
Antimonio	régulo de	Antimonio
Arsénico		Arsénico
Bismuto		Bismuto
Cinc		Cinc
Cobalto		Cobalto
Cobre		Cobre
Oro		Oro
Hierro		Hierro
Plomo		Plomo
Manganeso		Manganeso
Mercurio		Mercurio
Molibdeno		Molibdeno
Níquel		Níquel
Platino		Platino
Plata		Plata
Estaño		Estaño
Tungsteno		Tungsteno

SUSTANCIAS TERROSAS SIMPLES SALIFICABLES

Nombre nuevo	Nombre antiguo
Cal	Tiza, tierra caliza Cal viva
Magnesia	Magnesia, base de la sal de Epson, magnesia cáustica o calcinada
Barita	Barita, o tierra pesada
Arcilla	Greda, tierra de alumbre
Sílice	Tierra silícea o vitrificable

Fig. 8. (Continuación)

5. Los átomos

La ley de Proust

Los éxitos de Lavoisier estimularon a los químicos a buscar y explorar otras áreas en las que las mediciones precisas pudieran iluminar el estudio de las reacciones químicas. Los ácidos constituían una de estas áreas.

Los ácidos forman un grupo natural que comparten un cierto número de propiedades. Son químicamente activos, reaccionando con metales tales como el cinc, estaño o hierro, disolviéndolos y produciendo hidrógeno. Tienen sabor agrio (si se diluyen o rebajan lo suficiente como para probarlos con impunidad), provocan manchas y cambian los colores de un modo determinado, etc.

Opuesto a los ácidos hay otro grupo de sustancias llamadas *bases.* (Las bases fuertes se llaman *álcalis.)* Son también químicamente activas, de sabor amargo, cambian el tono de los colores de modo opuesto al inducido por los ácidos, etc. En particular, las soluciones de ácidos pueden neutralizar soluciones de bases. En otras palabras, si los ácidos y las bases se mezclan en proporciones convenientes, la mezcla muestra unas propiedades que no son ni de ácido ni de base. La mezcla será una solución de *sal,* que, en general, es un compuesto mucho más ligero que un ácido o una base. Así, si una solución de ácido clorhídrico, fuerte y cáustico, se mezcla con la cantidad conveniente de hidróxido sódico, álcali fuerte y cáustico, se transformará en una solución de cloruro sódico, sal común de cocina.

El químico alemán Jeremías Benjamín Richter (1762-1807) dirigió su atención hacia estas reacciones de neutralización y midió la cantidad exacta de los diferentes ácidos que se precisaban para neutralizar una cantidad determinada de una base particular, y viceversa. Por medio de mediciones cuidadosas halló que se necesitaban cantidades fijas y definidas. No existía el margen con que un cocinero puede contar en la cocina, donde un poco de más o de menos en algunos ingredientes no es demasiado importante. En lugar de ello había algo así como un *peso equivalente:* un peso fijo de un compuesto reaccionaba con un peso fijo de otro. Richter publicó su trabajo en 1792.

Dos químicos franceses estaban empeñados en una enconada batalla para ver si esta suerte de exactitud existía no solamente en la neutralización ácido-base, sino a través de toda la química. Dicho brevemente: si un compuesto determinado estaba formado de dos elementos (o tres, o cuatro), ¿están esos elementos siempre presentes en este compuesto en las mismas proporciones fijas o pueden variar estas proporciones según el método de preparación del compuesto? Berthollet, uno de los que colaboraron con Lavoisier en el establecimiento de la moderna terminología química (véase pág. 73), pensaba lo último. De acuerdo con el punto de vista de Berthollet, un compuesto formado por los elementos x e y podía contener una cantidad de x mayor si se preparaba utilizando un gran exceso de x.

Opuesta a los puntos de vista de Berthollet estaba la opinión de Joseph Louis Proust (1754-1826), quien hizo su trabajo en España, a salvo (durante algún tiempo) de las con-

vulsiones de la Revolución Francesa. Utilizando análisis cuidadosos y concienzudos, Proust demostró en 1799 que el carbonato de cobre, por ejemplo, contenía cobre, carbono y oxígeno en proporciones definidas en peso, no importando cómo se hubiera preparado en el laboratorio ni cómo se hubiera aislado de las fuentes naturales. La proporción era siempre de 5,3 partes de cobre por 4 de oxígeno y 1 de carbono.

Proust llegó a demostrar que una situación similar prevalecía también para muchos otros compuestos, y formuló la generalización de que todos los compuestos

contenían elementos en ciertas proporciones definidas y no en otras combinaciones, independientemente de las condiciones bajo las que se hubiesen formado. Esto se llamó la *ley de las proporciones definidas* o, a veces, *ley de Proust.* (Proust también demostró que Berthollet, al presentar la evidencia de que ciertos compuestos variaban en su composición de acuerdo con el método de preparación, se equivocó por culpa de los análisis poco precisos y por el uso de productos que habían sido purificados insuficientemente.)

Durante los primeros años del siglo xix quedó bastante claro que Proust estaba en lo cierto. Otros químicos verificaron la ley de las proporciones definidas, y ésta se convirtió en la piedra angular de la química[1].

A partir del momento en que se dio a conocer la ley de Proust empezaron a plantearse dentro del panorama de la química una serie de problemas muy importantes.

Después de todo, ¿por qué había de ser cierta la ley de las proporciones definidas? ¿Por qué un cierto compuesto tenía que estar hecho siempre de 4 partes de *x* y 1 parte de *y*, pongamos por caso, y nunca de 4,1 partes de *x* o 3,9 partes de *x* por 1 parte de y? Si la materia fuese continua, sería difícil de entender esto. ¿Por qué no podrían los elementos mezclarse en proporciones ligeramente variables?

Por el contrario, ¿qué ocurriría si la materia fuese de naturaleza atómica? Supongamos que un compuesto se forma cuando un átomo de *x* se une con un átomo de *y* y no de otra manera. (Tal combinación de átomos acabaría por llamarse *molécula,* de la palabra latina que significa «pequeña masa».) Supongamos, a continuación, que cada átomo de *x* pesase 4 veces más que cada átomo de *y.* Entonces, el compuesto tendría que tener exactamente 4 partes de *x* y 1 parte *de y.*

Para variar tales proporciones sería necesario que un átomo de *y* estuviese unido a un poco más o un poco menos que un átomo de *x.* Toda vez que un átomo, ya desde el tiempo de Demócrito, se había considerado como una parte de materia indivisible, no era razonable esperar que una pequeña parte pudiera abandonar un átomo, o que una fracción de un segundo átomo pudiera añadirse a él.

En otras palabras, si la materia estaba formada de átomos, entonces la ley de las proporciones definidas se deducía como una consecuencia natural. Por otra parte, a partir del hecho de que la ley de las proposiciones definidas fue observada efectivamente, puede deducirse que los átomos son verdaderamente objetos indivisibles.

La teoría de Dalton

El químico inglés John Dalton (1766-1844) consideró detenidamente esta cadena de razonamientos, ayudado por un descubrimiento propio. Dos elementos, averiguó, pueden combinarse, después de todo, en más de una proporción, en cuyo caso exhiben una gran variación de proporciones de combinación y en cada variación se forma un compuesto diferente (ver fig. 9).

.

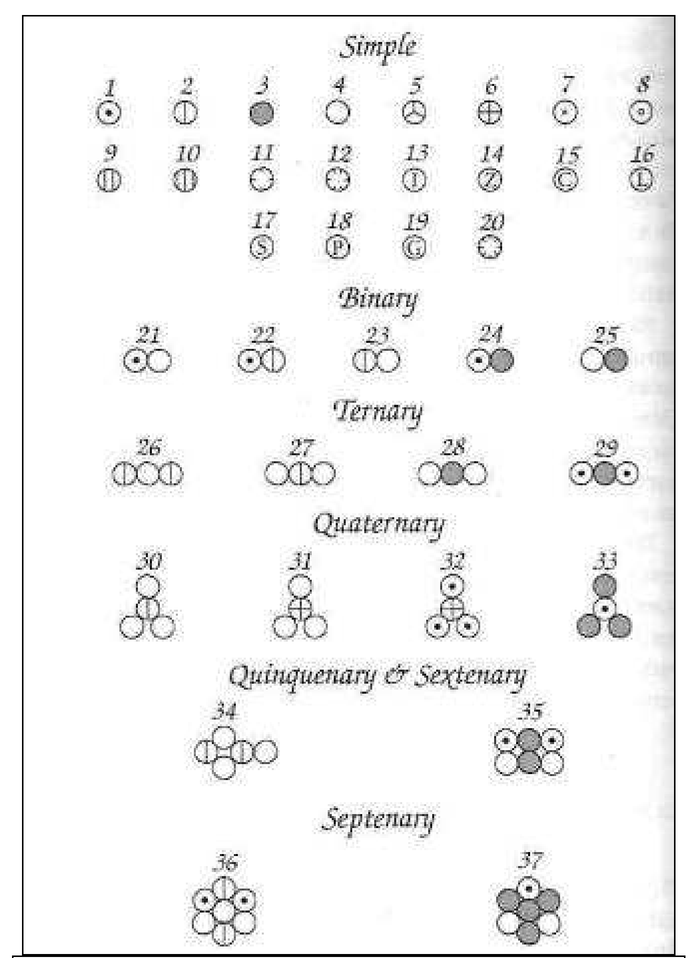


Fig. 9. Símbolos de Dalton para algunos de los elementos y compuestos. Entre ellos, hidrógeno (1); carbono (3); oxígeno (4); cobre (15); plata (17); oro (19); agua (21). Se equivocó con el agua, describiéndola como H_20 en lugar de H_20, pero sus fórmulas para el monóxido de carbono (25) y dióxido de carbono (28) eran correctas

Como ejemplo sencillo consideremos los elementos carbono y oxígeno. Las mediciones muestran que tres partes de carbono (en peso) combinarán con ocho partes de oxígeno para formar dióxido de carbono. Sin embargo, tres partes de carbono y cuatro partes de oxígeno producen monóxido de carbono. En tal caso se comprueba que las diferentes cantidades de oxígeno que se combinan con una cantidad fija de carbono están relacionadas en la forma de números enteros sencillos. Las ocho partes presentes en el dióxido de carbono son exactamente el doble que las cuatro partes presentes en el monóxido de carbono.

Esta es la ley de las *proporciones múltiples.* Dalton, después de observar su existencia en una cierta cantidad de reacciones, la publicó en 1803.

La ley de las proporciones múltiples encaja limpiamente con las nociones atomistas. Supongamos, por ejemplo, que el peso de los átomos de oxígeno sea siempre 1-1/3 veces el peso de los átomos de carbono. Si el monóxido de carbono se forma a través de la combinación de un átomo de carbono con un átomo de oxígeno, el compuesto debe constar de tres partes en peso de carbono y cuatro partes de oxígeno.

Entonces, si el dióxido de carbono está formado de un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno, la proporción debe ser naturalmente de tres partes de carbono por ocho de oxígeno.

Las relaciones en forma de múltiplos sencillos reflejarían la existencia de

compuestos cuya constitución difiere en átomos completos. Indudablemente, si la materia consistiese en pequeños átomos indivisibles, éstas serían precisamente las variaciones en su constitución que esperaríamos encontrar, y la ley de las proporciones múltiples tendría pleno sentido.

Cuando Dalton expuso en 1803 su nueva versión de la teoría atómica basada en las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples, reconoció su deuda con Demócrito manteniendo el término «átomo» para las pequeñas partículas que formaban la materia.

En 1808 publicó *Un Nuevo Sistema de Filosofía Química*, en el que discutía con gran detalle su teoría atómica. En ese mismo año su ley de las proporciones múltiples quedó ratificada por las investigaciones de otro químico inglés, William Hyde Wollaston (1766-1828). A partir de entonces Wollaston prestó el apoyo de su influencia a la teoría atómica, y con el tiempo la opinión de Dalton ganó una aceptación general.

De este modo, la teoría atómica fue un golpe mortal (si es que hacía falta alguno) a la creencia en la posibilidad de la transmutación en términos alquímicos. Toda la evidencia parecía apuntar hacia la posibilidad de que cada uno de los diferentes metales constase de un tipo distinto de átomos. Toda vez que los átomos se consideraban generalmente como indivisibles e invariables (ver, sin embargo, la hipótesis de Prout, pág. 92), no cabía pensar en transformar un átomo de plomo en otro de oro bajo ninguna circunstancia. El plomo, por lo tanto, no podría transmutarse en oro[2].

Los átomos de Dalton eran, claro está, demasiado pequeños como para verse, incluso al microscopio; la observación directa era impensable. Sin embargo, las medidas indirectas podían aportar información sobre sus pesos relativos.

Por ejemplo, una parte (en peso) de hidrógeno se combinaba con ocho partes de oxígeno para formar agua. Si se suponía que una molécula de agua constaba de un átomo de hidrógeno y un átomo de oxígeno, entonces podía deducirse que el átomo de oxígeno era ocho veces más pesado que el átomo de hidrógeno. Si se decide tomar el peso del átomo de hidrógeno arbitrariamente igual a 1, entonces el peso del átomo de oxígeno en esta escala sería 8.

Por otra parte, si una parte de hidrógeno se combina con cinco partes de nitrógeno para formar amoniaco, y si se supone que la molécula de amoniaco está formada de un átomo de hidrógeno y otro de nitrógeno, puede deducirse que el átomo de nitrógeno tiene un peso de 5.

Razonando de este modo, Dalton confeccionó la primera tabla de pesos *atómicos*. Esta tabla, aunque quizá sea su más importante contribución individual, resultó estar bastante equivocada en muchos puntos. El principal fallo reside en la insistencia de Dalton en que las moléculas estaban formadas por el apareamiento de un solo átomo de un elemento con un solo átomo de otro. Sólo se apartó de esta posición cuando era absolutamente necesario.

Con el tiempo se vio, sin embargo, que esa combinación uno-a-uno no era necesariamente el caso más frecuente. El desacuerdo se manifestó concretamente en relación con el agua, incluso antes de que Dalton hubiese propuesto su teoría atómica.

Aquí, por vez primera, la fuerza de la electricidad invadió el mundo de la química.

El conocimiento de la electricidad data de los antiguos griegos, quienes hallaron que el ámbar, al frotarlo, adquiere el poder de atraer objetos ligeros.

Siglos después, el físico inglés William Gilbert (1540-1603) fue capaz de demostrar que no es solamente el ámbar el que se comporta así, sino que también otras sustancias adquieren poder de atracción al frotarlas. Hacia 1600 sugirió que las

sustancias de este tipo se llamasen «eléctricas», de la palabra que en griego significa ámbar. En consecuencia, una sustancia que adquiere tal poder, por frotamiento o de otra manera, se dice que lleva una *carga eléctrica* o que contiene *electricidad.*

El químico francés Charles Francois de Cisternay du Fay (1698-1739) descubrió en 1733 que había dos tipos de carga eléctrica: una que surgía en el vidrio («electricidad vitrea») y otra que podía crearse en el ámbar («electricidad resinosa»). Las sustancias que portaban un tipo de carga atraían a las de tipo contrario, mientras que dos sustancias que llevasen el mismo tipo de carga se repelían entre sí.

Benjamín Franklin (1706-90), que fue el primer gran científico norteamericano, así como gran estadista y diplomático, sugirió en 1740 la existencia de un solo fluido eléctrico. Cuando una sustancia contenía una cantidad de fluido eléctrico mayor que la normal, poseía uno de los dos tipos de carga; cuando contenía menos cantidad que la normal, poseía el otro tipo.

Franklin supuso que era el vidrio el que tenía una cantidad de fluido eléctrico superior al normal, de modo que le asignó una *carga positiva.* La resina, según él, llevaba una *carga negativa.* Los términos de Franklin se vienen utilizando desde entonces, si bien su uso lleva a un concepto de flujo de corriente opuesto al que ahora se sabe que ocurre de hecho.

El físico italiano Alessandro Volta (1745-1827) avanzó un paso más. En 1800 halló que dos metales (separados por soluciones capaces de conducir una carga eléctrica) podían disponerse de modo que una nueva carga se crease tan pronto como la vieja se alejase a lo largo de un alambre conductor. De este modo inventó la primera *batería eléctrica* y produjo una *corriente eléctrica.*

La corriente eléctrica se mantenía gracias a la reacción química que implicaba a los dos metales y a la solución intermedia. El trabajo de Volta fue la primera indicación clara de que las reacciones químicas tenían algo que ver con la electricidad, una sugerencia que no fue totalmente desarrollada hasta el siglo siguiente. Si una reacción química puede producir una corriente eléctrica, no parecía demasiado descabellado el suponer que una corriente eléctrica podría implicar lo contrario y provocar una reacción química.

De hecho, a las seis semanas de describir Volta su trabajo, dos químicos ingleses, William Nicholson (1753-1815) y Anthony Carlisle (1768-1840), demostraron la acción contraria. Hicieron pasar una corriente eléctrica a través del agua y hallaron que empezaban a aparecer burbujas de gas en las varillas de metal conductoras que habían introducido en el agua. El gas que aparecía en una varilla era hidrógeno y el que aparecía en la otra, oxígeno.

En efecto, Nicholson y Carlisle habían descompuesto el agua en hidrógeno y oxígeno; tal descomposición por una corriente eléctrica se llama *electrólisis.* Habían realizado el experimento inverso al de Cavendish (véase pág. 71), en el que el hidrógeno y el oxígeno se combinaban para formar agua.

Al recoger el hidrógeno y el oxígeno en tubos separados a medida que burbujeaban, resultó que se había formado un volumen de hidrógeno justamente doble que de oxígeno. El hidrógeno era el más ligero en peso, con toda seguridad, pero el mayor volumen indicaba que podía haber más átomos de hidrógeno que de oxígeno en la molécula de agua.

Como el volumen de hidrógeno era justo doble que el de oxígeno, resultaba razonable suponer que cada molécula de agua contenía dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, en vez de uno de cada, como propusiera Dalton.

Pero aun así, seguía siendo cierto que 1 parte de hidrógeno (en peso) se combinaba con 8 partes de oxígeno. Se dedujo entonces que un átomo de oxígeno era

ocho veces más pesado que dos de hidrógeno juntos, y por tanto dieciséis veces más pesado que un solo átomo de hidrógeno. Si el peso del hidrógeno se considera 1, entonces el peso atómico del oxígeno debería ser 16, no 8.

Hipótesis de Avogadro

Los hallazgos de Nicholson y Carlisle se vieron reforzados por el trabajo de un químico francés, Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), que invirtió los argumentos. Descubrió

que 2 volúmenes de hidrógeno combinaban con 1 volumen de oxígeno para dar agua. Llegó a averiguar, de hecho, que cuando los gases se combinan entre sí para formar compuestos, siempre lo hacen en la proporción de números enteros pequeños. Gay-Lussac dio a conocer esta *ley de los volúmenes de combinación* en 1808.

Esta proporción de números enteros en la formación del agua con hidrógeno y oxígeno parecía de nuevo indicar que la molécula de agua estaba compuesta de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. También podía argüirse, siguiendo líneas de razonamiento similares, que las moléculas de amoniaco no procedían de la combinación de un átomo de hidrógeno y otro de nitrógeno, sino de un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrógeno. Partiendo de esta evidencia podía concluirse que el peso atómico del nitrógeno no era aproximadamente 5, sino 14.

Consideremos a continuación el hidrógeno y el cloro. Estos dos gases se combinan para formar un tercero, el cloruro de hidrógeno. Un volumen de hidrógeno se combina con un volumen de cloro, y parece razonable suponer que la molécula de cloruro de hidrógeno está formada por la combinación de un átomo de hidrógeno con uno de cloro.

Supongamos ahora que el gas hidrógeno consta de átomos de hidrógeno aislados y muy separados unos de otros, y que el gas cloro consta de átomos de cloro, también muy separados. Estos átomos se aparean para formar las moléculas de cloruro de hidrógeno, muy alejadas también unas de otras.

Vamos a suponer que empezamos con 100 átomos de hidrógeno y 100 átomos de cloruro, dando un total de 200 partículas separadas. Los átomos se aparean para formar 100 moléculas de cloruro de hidrógeno. Las 200 partículas ampliamente espaciadas (átomos) se transforman en sólo 100 partículas muy separadas (moléculas). Si el espaciado es siempre igual, hallaremos que un volumen de hidrógeno más un volumen de cloro (2 volúmenes en total) resultarían solamente en un volumen de cloruro de hidrógeno. Esto, sin embargo, no es así.

A partir de las mediciones reales, un volumen de hidrógeno combina con un volumen de cloro para formar dos volúmenes de cloruro de hidrógeno. Ya que hay dos volúmenes al empezar y dos volúmenes al acabar, debe haber el mismo número de partículas ampliamente separadas antes y después.

Pero supongamos que el gas hidrógeno no consiste en átomos separados sino en *moléculas de hidrógeno,* cada una formada por dos átomos, y que el cloro está compuesto de *moléculas de cloro,* cada una con dos átomos. En este caso, los 100 átomos de hidrógeno existirían en la forma de 50 partículas ampliamente espaciadas (moléculas), y los 100 átomos de cloro en la forma de 50 partículas separadas. Entre los dos gases hay en total 100 partículas ampliamente espaciadas, la mitad de ellas hidrógeno-hidrógeno y la otra mitad cloro-cloro.

Al combinarse, los dos gases se reagrupan para formar hidrógeno-cloro, la combinación atómica que constituye la molécula de cloruro de hidrógeno. Como hay 100 átomos de hidrógeno en total y 100 átomos de cloro, hay 100 moléculas de cloruro del hidrógeno (cada una conteniendo un átomo de cada tipo).

Ahora nos encontramos con que 50 moléculas de hidrógeno más 50 moléculas de cloro se combinan para formar 100 moléculas de cloruro de hidrógeno. Esto es compatible con lo observado en la práctica: 1 volumen de hidrógeno más 1 volumen de cloro dan 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno.

El razonamiento anterior da por sentado que las partículas de los diferentes gases -ya estén formadas por átomos simples o por combinaciones de átomos- están en realidad igualmente separadas, como hemos venido repitiendo. En ese caso, números iguales de partículas de un gas (a una temperatura dada) darán siempre volúmenes iguales, independientemente del gas de que se trate.

El primero en apuntar la necesidad de este supuesto -en los gases, igual número de partículas ocupan volúmenes iguales- fue el químico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856). La suposición, propuesta en 1811, se conoce por ello como *hipótesis de Avogadro.*

Si se tiene en cuenta esta hipótesis, es posible distinguir con claridad entre átomo de hidrógeno y moléculas de hidrógeno (un par de átomos), e igualmente entre los átomos y las moléculas de otros gases. Sin embargo, durante medio siglo después de Avogadro su hipótesis permaneció ignorada, y la distinción entre átomos y moléculas de elementos gaseosos importantes no estaba definida claramente en el pensamiento de muchos químicos, persistiendo asi la incertidumbre acerca de los pesos atómicos de algunos de los elementos más importantes.

Afortunadamente, había otras claves para averiguar los pesos atómicos. En 1818, por ejemplo, un químico francés, Pierre Louis Dulong (1785-1839), y un físico francés, Alexis Thérése Petit (1791-1820), trabajando en colaboración, hallaron una de ellas. Descubrieron que el calor específico de los elementos (el aumento de temperatura que sigue a la absorción de una cantidad fija de calor) parecía variar inversamente con el peso atómico. Es decir, si el elemento *x* tuviera dos veces el peso atómico del elemento *y*, la temperatura del elemento *x* subiría solamente la mitad de grados que la del elemento *y*, después de absorber ambas la misma cantidad de calor. Esta es la *ley del calor atómico.*

Así, pues, basta medir el calor específico de un elemento de peso atómico desconocido para obtener inmediatamente una idea, siquiera aproximada, de dicho peso atómico. Este método funcionaba sólo para elementos sólidos, y tampoco para todos, pero era mejor que nada.

Por otra parte, un químico alemán, Eilhardt Mitscherlich (1794-1863), había descubierto hacia 1819 que los compuestos de composición semejante tienden a cristalizar juntos, como si las moléculas de uno se entremezclasen con las moléculas, de configuración semejante, del otro.

De esta *ley del isomorfismo* se dedujo que si dos compuestos cristalizan juntos y se conoce la estructura de uno de ellos, la estructura del segundo puede suponerse similar. Esta propiedad de los cristales isomorfos permitió a los experimentadores corregir errores que pudieran surgir de la consideración de los pesos de combinación solamente, y sirvió como guía para la corrección de los pesos atómicos.

Pesos y símbolos

El punto decisivo llegó con el químico sueco Jons Jakob Berzelius. Fue, después del mismo Dalton, el principal responsable del establecimiento de la teoría atómica. Hacia 1807, Berzelius se lanzó a determinar la constitución elemental exacta de distintos compuestos. Mediante cientos de análisis, proporcionó tantos ejemplos de la ley de las proporciones definidas que el mundo de la química no podría dudar más de su validez y tuvo que aceptar, más o menos gustosamente, la teoría atómica que había

nacido directamente de dicha ley.

Berzelius empezó entonces a determinar los pesos atómicos con métodos más avanzados que los que Dalton había sido capaz de emplear. En este proyecto, Berzelius hizo uso de los hallazgos de Dulong y Petit y de Mitscherlich, así como de la ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac. (No utilizó, sin embargo, la hipótesis de Avogadro.) La primera tabla de pesos atómicos de Berzelius, publicada en 1828, puede confrontarse favorablemente con los valores aceptados hoy día, excepto en dos o tres elementos.

Una diferencia importante entre la tabla de Berzelius y la de Dalton fue que los valores de Berzelius no eran, por lo general, números enteros.

Los valores de Dalton, basados sobre la consideración del peso atómico del hidrógeno como 1, eran todos enteros. Esto condujo al químico inglés William Prout (1785-1850) a sugerir, en 1815, que todos los elementos estaban en definitiva compuestos de hidrógeno (sugerencia que hizo en un principio anónimamente). Según él, los diversos elementos tenían distintos pesos porque estaban compuestos de diferente número de átomos de hidrógeno aglutinados. Esto llegó a llamarse la *hipótesis de Prout.*

La tabla de Berzelius pareció acabar con esta atractiva hipótesis (atractiva porque reducía el creciente número de elementos a una sustancia fundamental, a la manera de los griegos, y parecía así incrementar el orden y la simetría del universo). Sobre una base de hidrógeno-igual-a-1, el peso atómico del oxígeno era aproximadamente igual a 15,9, y difícilmente podría visualizarse al oxígeno como formado por quince átomos de hidrógeno más nueve décimas partes de otro átomo de hidrógeno.

Durante el siglo siguiente se publicaron cada vez mejores tablas de pesos atómicos, y el descubrimiento de Berzelius de que los pesos atómicos de los distintos elementos no son múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno resultó cada vez más claro.

En la década de 1860, por ejemplo, el químico belga Jean Servais Stas (1813-91) determinó los pesos atómicos con más exactitud que Berzelius. Más tarde, a comienzos del siglo xx, el químico americano Theodore William Richards

(1869-1928), tomando fantásticas precauciones, encontró valores que podrían representar la última aproximación posible por métodos puramente químicos.

Si el trabajo de Berzelius había dejado planteadas algunas dudas, el de Stas y Richards no. Los valores no enteros de los pesos atómicos simplemente habían de ser aceptados, y la hipótesis de Prout parecía morir un poco más a cada golpe. Sin embargo, no había Richards terminado de completar sus exactísimos resultados cuando la cuestión volvió a plantearse en toda su amplitud. Había que revisar de nuevo todo el significado de los pesos atómicos, y la hipótesis de Prout renació de sus cenizas, como veremos más adelante.

El hecho de que los diferentes pesos atómicos no estuviesen relacionados de un modo simple puso sobre el tapete la cuestión del patrón adecuado con el que medir los pesos. Parecía lógico asignar al hidrógeno un peso atómico igual a 1, y tanto Dalton como Berzelius lo probaron. Pero este patrón daba una vez más al oxígeno el irregular e inconveniente peso atómico de 15,9. Después de todo, era el oxígeno el que se usaba para determinar las proporciones en que se combinaban los diferentes elementos, ya que se combinaba fácilmente con muchos de ellos.

Para dar al oxígeno un peso atómico conveniente, con una interferencia mínima con el patrón hidrógeno = 1, su peso se transformó de 15, A en 16,0000. Sobre este patrón oxígeno = 16, el peso atómico del hidrógeno era aproximadamente igual a 1,008. El patrón oxígeno = 16 se mantuvo hasta mediados del siglo xx, en que se aceptó uno

más lógico, realizando muy ligeros cambios en el peso atómico (véase pág.243).

Una vez aceptada la teoría atómica podían representarse las sustancias como compuestas de moléculas con un número fijo de átomos de diferentes elementos. Parecía muy natural intentar representar tales moléculas dibujando el número conveniente de pequeños círculos y simbolizar cada tipo de átomo por un tipo específico de círculo.

Dalton ensayó este simbolismo. Representó el átomo de oxígeno mediante un círculo simple; un círculo con un punto central era un átomo de hidrógeno; con una línea vertical un átomo de nitrógeno; un círculo negro un átomo de carbono, y así sucesivamente. Pero como resultaba difícil inventar círculos suficientemente diferentes para cada elemento, Dalton dejó algunos indicados con una letra apropiada. Así, el azufre era un círculo conteniendo una S, el fósforo uno que tenía una P, etcétera.

Berzelius vio que los círculos eran superfluos y que bastaban las iniciales solas. Sugirió, por tanto, que cada elemento tuviese un símbolo válido tanto para representar el elemento en general como para un átomo del elemento, y que este nombre consistiese en principio en la inicial del nombre latino del elemento. Si dos o más elementos poseían la misma inicial, podía añadirse una de las letras siguientes del nombre. Así se constituyeron los *símbolos químicos* de los elementos, y hoy día hay consenso sobre ellos y son aceptados internacionalmente.

Los símbolos químicos del carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre son C, H, O, N, P y S, respectivamente. Los símbolos químicos del calcio y cloro (con preferencia del carbono sobre la mayúscula única) son Ca y Cl, respectivamente. Los símbolos son menos obvios cuando los nombres latinos difieren de los castellanos. Así, los símbolos químicos de la plata, el mercurio y el sodio son Ag («argentum»), Hg («hidrargirium») y Na («natrium»), respectivamente.

Es fácil utilizar estos símbolos para indicar el número de átomos en una molécula. Si la molécula de hidrógeno está formada por dos átomos de hidrógeno, es H_2. Si la molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, es H_20 (los símbolos sin número representan un solo átomo). El dióxido de carbono es $C0_2$ y el ácido sulfúrico $S0_4H_2$, mientras que el cloruro de hidrógeno es C1H. Las *fórmulas químicas* de estos compuestos sencillos se explican por sí mismas.

Las fórmulas químicas pueden combinarse para formar *ecuaciones químicas* y describir una reacción. Si queremos expresar el hecho de que el carbono se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono, podemos escribir:

$$C + O_2 \dashrightarrow CO_2.$$

Tales ecuaciones deben cuidar de que la ley de conservación de masas de Lavoisier se cumpla para todos los átomos. Por ejemplo, en la ecuación antes citada se empieza con un átomo de C (carbono) y dos átomos de O (la molécula de oxígeno) y se acaba con un átomo de C y dos átomos de O (la molécula de dióxido de carbono).

Pero supongamos que se quiere expresar que el hidrógeno se combina con el cloro para formar cloruro de hidrógeno. Si escribimos sencillamente $H_2 + Cl_2 \longrightarrow HC1$, podría deducirse que hay dos átomos de hidrógeno y dos de cloro al empezar, pero solamente uno de cada al final. Para escribir una *ecuación química ajustada*, debe ponerse: $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\ ClH$. Del mismo modo, para describir la combinación del hidrógeno y el oxígeno para formar agua, podemos formular una ecuación ajustada:

$$2\ H_2 + 0_2 \longrightarrow 2\ H_20.$$

Electrólisis

Mientras tanto, la corriente eléctrica, que había sido utilizada con tan buen resultado por Nicholson y Carlisle, produjo resultados aún más espectaculares en el aislamiento de algunos nuevos elementos.

Desde la definición de «elemento» dada por Boyle siglo y medio antes (véase pág. 50) fueron descubiertas cantidades asombrosas de sustancias calificadas como elementos según esa definición. Y, lo que era más frustrante, se conocían algunas sustancias que no eran elementos, pero que contenían elementos no descubiertos que los químicos no podían estudiar aisladamente.

Los elementos se encuentran frecuentemente en combinación con oxígeno (como *óxidos).* Para liberar el elemento era necesario eliminar el oxígeno. Si se introdujese un segundo elemento con una afinidad más fuerte por el oxígeno, quizá éste abandonase el primer elemento para unirse al segundo. Se halló que el método funcionaba, siendo el carbono el que a menudo desempeñaba este papel. Así, el mineral de hierro, que es fundamentalmente óxido de hierro, puede calentarse con coque (una forma de carbono relativamente pura). El carbono puede combinarse con el oxígeno para formar monóxido de carbono y dióxido de carbono, quedando atrás el hierro metálico.

Pero consideremos ahora la cal. Por sus propiedades, la cal parece ser también un óxido. Sin embargo, no se conoce ningún elemento que forme cal al combinarse con oxígeno, y puede concluirse que la cal es un compuesto de un elemento desconocido con oxígeno. Para aislar ese elemento desconocido cabe calentar la cal con coque; pero así no ocurre nada. El elemento desconocido se une al oxígeno tan firmemente que los átomos de carbono son impotentes para eliminar los átomos de oxígeno. Tampoco hay ningún otro compuesto que pueda liberar a la cal de su oxígeno.

A un químico inglés, Humphry Davy (1778-1829), se le ocurrió que lo que no podía separarse por compuestos químicos podría ser forzado por el extraño poder de la corriente eléctrica, que lograba escindir la molécula de agua con facilidad cuando los compuestos químicos resultaban totalmente ineficaces.

Davy procedió a construir una batería eléctrica con más de 250 placas metálicas, la más potente construida hasta el momento. Envió intensas corrientes procedentes de esta batería a través de soluciones de compuestos sospechosos de contener elementos desconocidos, pero sin resultado. Solamente obtuvo hidrógeno y oxígeno procedentes del agua.

Evidentemente, tenía que eliminar el agua. Sin embargo, cuando usó las propias sustancias sólidas, no logró hacer pasar la corriente a través de ellas. Finalmente se le ocurrió fundir los compuestos y hacer pasar la corriente a través de la sustancia fundida. Trató, por así decirlo, de obtener un líquido conductor sin usar agua.

La idea era buena. El 6 de octubre de 1807, Davy hizo pasar una corriente a través de potasa fundida (carbonato potásico) y liberó pequeños glóbulos de un metal que inmediatamente llamó *potasio.* (Era tan activo que liberaba al oxígeno del agua desprendiendo hidrógeno con energía suficiente como para provocar su combustión con llama.) Una semana después, Davy aisló *sodio* del carbonato sódico, un elemento un poco menos activo que el potasio.

En 1808, utilizando una modificación del método sugerido por Berzelius, Davy aisló varios metales de sus óxidos: *magnesio* de la magnesia, *estroncio* de la estroncianita, *bario* de la baritina y *calcio* de la cal.

Entre otras cosas, Davy también mostró que un cierto gas verdoso, que Scheele (véase pág. 66) había descubierto en la generación anterior y había pensado que era un óxido, era en realidad un elemento. Davy sugirió el nombre de *cloro,* del vocablo griego «verde». Davy también demostró que el ácido clorhídrico, aunque era un ácido fuerte,

no contenía ningún átomo de oxígeno en su molécula, desestimando la sugerencia de Lavoisier de que el oxígeno era un componente necesario de los ácidos (véase pág. 71).

El trabajo de Davy sobre la electrólisis fue ampliado por su ayudante y protegido Michael Faraday (1791-1867), quien llegó a superar en valía científica a su maestro. Faraday, trabajando en electroquímica, introdujo una serie de términos que se utilizan todavía en la actualidad (ver fig. 10). Fue, por ejemplo, quien propuso el nombre de *electrólisis* para la ruptura de moléculas por una corriente eléctrica. A sugerencia del erudito inglés William Whewell (1794-1866), Faraday llamó *electrolitos* a los compuestos o soluciones capaces de transportar una corriente eléctrica. Las placas o varillas de metal introducidas en la sustancia fundida o solución recibieron el nombre de *electrodos;* el electrodo que llevaba una carga positiva era el *ánodo*, el que llevaba una carga negativa era el *cátodo.*

La corriente eléctrica era transportada a través del material fundido o la solución por entidades que Faraday denominó *iones* (de la palabra griega que significa «viajero»). Los iones que viajaban al ánodo eran *aniones;* los que viajaban al cátodo eran *cationes.*

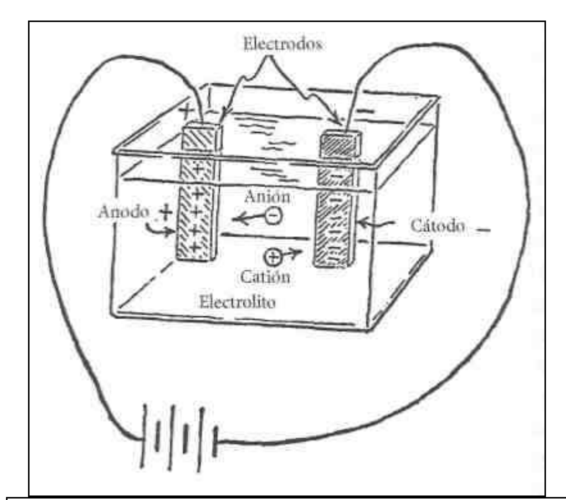


Fig. 10. La acción electrolítica fue explicada por Faraday según la línea sugerida en este dibujo esquemático. Los letreros expresan la nomenclatura que él inventó.

En 1832 pudo proclamar la existencia de ciertas relaciones cuantitativas en electroquímica. Su *primera ley de la electrólisis* estableció que la masa de sustancia liberada en un electrodo durante la electrólisis es proporcional a la cantidad de electricidad que se hace pasar a través de la solución. Su *segunda ley de la electrólisis* afirma que el peso de metal liberado por una cantidad dada de electricidad es proporcional al peso equivalente del metal.

Así, si con una cantidad determinada de oxígeno puede combinarse 2,7 veces más plata que potasio, para una cantidad dada de electricidad se liberará de sus compuestos 2,7 veces más plata que potasio.

Las leyes de la electricidad de Faraday parecían indicar, según la opinión de algunos químicos, que la electricidad podía subdividirse en pequeñas unidades definidas, igual que la materia. En otras palabras, había «átomos de electricidad».

Supongamos que cuando la electricidad pasa a través de una solución los átomos de la materia son arrastrados, bien hacia el cátodo, bien hacia el ánodo, por «átomos de electricidad». Y supongamos también que en la mayor parte de los casos un «átomo de electricidad» baste para manejar un átomo de materia, pero que a veces hagan falta dos

y hasta tres «átomos de electricidad». En ese caso, las leyes de Faraday podrían explicarse fácilmente.

Aún no había terminado el siglo xix cuando quedó establecida esta opinión, y los «átomos de electricidad» fueron localizados. El mismo Faraday, sin embargo, nunca fue un entusiasta de los «átomos de electricidad» ni, ciertamente, del atomismo en general.

6. Química orgánica

La crisis del vitalismo

Desde el descubrimiento del fuego, el hombre estuvo inevitablemente sujeto a dividir las sustancias en dos clases, según ardiesen o no. Los principales combustibles de la antigüedad fueron la madera y las grasas o aceites. La madera era un producto del mundo vegetal, mientras que la grasa y el aceite eran productos del reino animal o del vegetal. En su mayor parte, los materiales del mundo mineral, tales como el agua, la arena y las rocas, no ardían. Tienden, más bien, a apagar el fuego.

La idea inmediata era que las dos clases de sustancias -combustibles y no combustibles- podían considerarse convenientemente como las que provenían solamente de cosas vivientes y las que no provenían de éstas. (Por supuesto, hay excepciones a esta regla. El carbón y el azufre, que parecen productos de la parte no viviente de la tierra, son combustibles.)

El creciente conocimiento del siglo xvii mostró a los químicos que el mero hecho de la combustibilidad no era todo lo que separaba a los productos de la vida de los de la no-vida. Las sustancias características del medio no-vivo pueden soportar tratamientos enérgicos, mientras que las sustancias provenientes de la materia viva -o que estuvo viva-no pueden. El agua podía hervirse y recondensarse de nuevo; el hierro o la sal podían fundirse y re-solidificarse sin cambiar. El aceite de oliva o el azúcar, sin embargo, sí se calentaban (incluso bajo condiciones que evitasen la combustión), procedían a humear y carbonizarse. Lo que quedaba no era ni aceite de oliva ni azúcar, y a partir de estos residuos no podían formarse de nuevo las sustancias originales.

Las diferencias parecían fundamentales y, en 1807, Berzelius sugirió que las sustancias como el aceite de oliva o el azúcar, productos característicos de los organismos, se llamasen *orgánicas.* Las sustancias como el agua o la sal, características del medio no-viviente, eran *inorgánicas.*

Un punto que no dejó de impresionar a los químicos fue que las sustancias orgánicas eran fácilmente convertibles, por calentamiento u otro tratamiento enérgico, en sustancias inorgánicas. El cambio inverso, de inorgánico a orgánico, era sin embargo desconocido, al menos a comienzos del siglo xix.

Muchos químicos de aquella época consideraban la vida como un fenómeno especial que no obedecía necesariamente las leyes del universo tal como se aplicaban a los objetos inanimados. La creencia en esta posición especial de la vida se llama *vitalismo, y* había sido intensamente predicada un siglo antes por Stahl, el inventor del flogisto (véase página 55). A la luz del vitalismo, parecía razonable suponer que era precisa alguna influencia especial (una «fuerza vital»), operando solamente sobre los tejidos vivos, para convertir los materiales inorgánicos en orgánicos. Los químicos, trabajando con sustancias y técnicas ordinarias y sin ser capaces de manejar una fuerza vital en su tubo de ensayo, no podrían alcanzar esta conversión.

Por esta razón, se argumentaba, las sustancias inorgánicas pueden encontrarse en todas partes, tanto en el dominio de la vida como en el de la no-vida, al igual que el agua puede encontrarse tanto en el océano como en la sangre. Las sustancias orgánicas, que precisan de la fuerza vital, solamente pueden encontrarse en conexión con la vida.

Esta opinión fue subvertida por vez primera en 1828 por el trabajo de Friedrich Wóhler (1800-82), un químico alemán que había sido discípulo de Berzelius. Wóhler, interesado particularmente por los cianuros y compuestos relacionados con ellos, calentó en cierta ocasión un compuesto llamado cianato amónico (considerado en aquella época como una sustancia inorgánica, sin ningún tipo de conexión con la materia viva). En el curso del calentamiento, Wóhler descubrió que se estaban formando

cristales parecidos a los de la urea, un producto de desecho eliminado en cantidades considerables en la orina de muchos animales, incluido el hombre. Estudios más precisos mostraron que los cristales eran indudablemente urea, un compuesto claramente orgánico, sin duda.

Wohler repitió el experimento un cierto número de veces y halló que podía convertir una sustancia inorgánica (cianato amónico) en una sustancia orgánica (urea) a voluntad. Comunicó este descubrimiento a Berzelius, y aquel hombre terco (que raramente condescendía a abandonar sus posiciones) se vio obligado a aceptar que la línea que había trazado entre lo inorgánico y lo orgánico no era tan nítida como había pensado.

La importancia del trabajo de Wóhler no debe ser sobres-timada. En sí mismo no era muy significativo. Había fundamentos para argüir que el cianato amónico no era verdaderamente inorgánico y, aunque lo fuera, la transformación de cianato amónico en urea (como finalmente se puso en claro) era simplemente el resultado de una alteración de la posición de los átomos dentro de la molécula. La molécula de urea no estaba, en ningún sentido real, construida a partir de sustancias completamente distintas.

Pero tampoco puede despreciarse el hallazgo de Wóhler. Si bien era, realmente, un hecho menor en sí mismo, sirvió no obstante para romper la influencia del vitalismo sobre el pensamiento de aquella época[1], y para animar a los químicos a intentar la síntesis de sustancias orgánicas, cuando de otro modo hubieran dirigido sus esfuerzos en otras direcciones.

En 1845, por ejemplo, Adolph Wilhelm Hermann Kolbe (1818-84), un alumno de Wóhler, sintetizó ácido acético, una sustancia indudablemente orgánica. Más adelante lo sintetizó por un método que mostró que puede trazarse una línea definida de transformación química desde los elementos constituyentes, carbono, hidrógeno y oxígeno, hasta el producto final, ácido acético. Esta *síntesis a partir de los elementos* o *síntesis total* es lo máximo que puede pedírsele a la química. Si la síntesis de la urea por Wóhler no dejó resuelta la cuestión de la fuerza vital, la síntesis de Kolbe sí.

Quien llevó las cosas aún más lejos fue el químico francés Pierre Eugéne Marcelin Berthelot (1827-1907). Durante la década de 1850 efectuó sistemáticamente la síntesis de compuestos orgánicos, confeccionando unas tablas. Incluían éstas sustancias tan conocidas e importantes como el alcohol metílico, alcohol etílico, metano, benceno y acetileno. Con Berthelot, cruzar la línea entre lo inorgánico y lo orgánico dejó de ser una aventurada incursión en lo «prohibido» para convertirse en algo puramente rutinario.

Los ladrillos con los que se construye la vida

Pero los compuestos orgánicos formados por Wóhler, Kolbe y Berthelot eran todos relativamente simples. Lo más característico de la vida eran las sustancias mucho más complejas, como el almidón, grasas y proteínas. Éstos eran menos fáciles de manejar; su exacta composición elemental no era tan fácil de determinar y en general presentaban el incipiente reino de la química orgánica como un problema realmente formidable.

Todo lo que podía decirse al principio de estas complejas sustancias era que podían escindirse en unidades o «ladrillos» relativamente simples, calentándolas con ácidos o bases diluidas. El pionero en este campo fue un químico ruso, Gottlieb Sigismund Kirchhoff (1764-1833). En 1812 logró convertir almidón (calentándolo con ácido) en un azúcar simple que llamó finalmente *glucosa.*

En 1820, el químico francés Henri Braconnot trató de la misma manera la gelatina y obtuvo el compuesto *glicina.* Se trata de un ácido orgánico que contiene

nitrógeno y pertenece a un grupo de sustancias que Berzelius llamó *aminoácidos*. La misma glicina no fue sino el precursor de unos veinte aminoácidos diferentes, todos los cuales fueron aislados de proteínas durante el siglo siguiente.

Tanto el almidón como las proteínas poseían moléculas gigantes que estaban hechas (como finalmente se supo) de largas cadenas de unidades de glucosa o de aminoácidos, respectivamente. Los químicos del siglo xix pudieron hacer poco en el sentido de construir en el laboratorio tan largas cadenas. El caso fue distinto con las grasas.

El químico francés Michel Eugéne Chevreul (1786-1889) pasó la primera parte de una vida profesional increíblemente larga investigando las grasas. En 1809 trató jabón (fabricado por calentamiento de grasa con álcali) con ácido, y aisló lo que ahora se llaman *ácidos grasos*. Más tarde mostró que cuando las grasas se transforman en jabón, el *glicerol* se separa de la grasa.

El glicerol posee una molécula relativamente simple sobre la que hay tres puntos lógicos de anclaje para grupos de átomos adicionales. Hacia la década de 1840, por tanto, pareció bastante lógico suponer que mientras el almidón y las proteínas estaban formadas por un gran número de unidades muy sencillas, no ocurría lo mismo con las grasas. Podían construirse grasas con sólo cuatro unidades, una molécula de glicerol, más tres de ácidos grasos.

Aquí intervino Berthelot. En 1854 calentó glicerol con ácido esteárico, uno de los ácidos grasos más comunes obtenidos de las grasas, y se encontró con una molécula formada por una unidad de glicerol unida a tres unidades de ácido esteárico. Era la *triestearina*, que demostró ser idéntica a la triestearina obtenida a partir de grasas naturales. Este fue el producto natural más complicado sintetizado en aquella época.

Berthelot procedió a dar un paso aún más espectacular. En lugar de ácido estárico tomó ácidos que eran semejantes, pero que no se habían obtenido a partir de grasas naturales. Calentó estos ácidos con glicerol y obtuvo sustancias muy parecidas a las grasas ordinarias pero distintas a todas las grasas conocidas en la naturaleza.

Esta síntesis mostró que el químico podía hacer algo más que reproducir los productos de los tejidos vivos[2]. Podía ir más allá y preparar compuestos análogos a los orgánicos en todas sus propiedades, pero que no eran ninguno de los productos orgánicos producido en los tejidos vivos. Durante la segunda mitad del siglo xix estos aspectos de la química orgánica fueron llevados a alturas verdaderamente asombrosas. (Ver capítulo 10.)

No es de extrañar que hacia mediados del siglo xx la división de los compuestos en orgánicos e inorgánicos sobre la base de la actividad de los tejidos vivos se quedase anticuada. Existían compuestos orgánicos que nunca habían sido sintetizados por un organismo. No obstante, la división era todavía útil, puesto que quedaban importantes diferencias entre las dos clases, tan importantes que las técnicas de la química orgánica eran totalmente diferentes de las de la química inorgánica.

Empezó a verse cada vez más claro que la diferencia residía en la estructura química, puesto que parecían estar implicados dos tipos de moléculas totalmente distintos. La mayoría de las sustancias inorgánicas que manejaban los químicos del siglo xix poseían pequeñas moléculas formadas por dos a ocho átomos. Había muy pocas moléculas inorgánicas que alcanzasen una docena de átomos.

Hasta las más sencillas de las sustancias orgánicas tenían moléculas formadas por una docena de átomos o más; la mayoría por varias docenas. En cuanto a las sustancias como el almidón y las proteínas, poseían literalmente moléculas gigantes que pueden contar sus átomos por cientos y aun cientos de miles.

No es de extrañar, pues, que las complejas moléculas orgánicas pudieran

romperse fácilmente y de modo irreversible incluso por fuerzas ruptoras poco enérgicas, tales como el calentamiento suave, mientras que las moléculas inorgánicas sencillas se mantenían firmes incluso bajo condiciones muy duras.

También resultó cada vez más necesario señalar que todas las sustancias orgánicas, sin excepción, contenían uno o más átomos de carbono en su molécula. Casi todas contenían también átomos de hidrógeno. Como el carbono y el hidrógeno eran inflamables, no resultaba sorprendente que los compuestos de los que forman una parte tan importante fueran también inflamables.

Fue el químico alemán Friedrich August Kekulé von Stradonitz (1829-86), generalmente conocido como Kekulé, quien dio el paso lógico. En un libro de texto publicado en 1861 definió la química orgánica simplemente como la química de los compuestos de carbono. La química inorgánica era entonces la química de los compuestos que no contenían carbono, definición que ha sido generalmente aceptada. Sigue siendo cierto, no obstante, que algunos compuestos de carbono, entre ellos el dióxido de carbono y el carbonato cálcico, se parecen más a los compuestos típicos inorgánicos que a los orgánicos. Tales compuestos de carbono se tratan generalmente en los libros de química inorgánica.

Isómeros y radicales

Los compuestos inorgánicos sencillos implicados en los grandes avances químicos del siglo xviii recibieron fácil interpretación en términos atómicos. Parecía suficiente indicar los distintos tipos de átomos presentes en cada molécula y el número de cada uno de ellos. Podía escribirse la molécula de oxígeno como 0_2, el cloruro de hidrógeno como ClH, el amoniaco como NH,, el sulfato de sodio como $S0_4Na_o$, etc.

Tales fórmulas, que no dan más que el número de átomos de cada tipo presentes en la molécula, se llaman *fórmulas empíricas* (la palabra «empírico» significa «determinado por experimentación»). Era natural creer, en la primera mitad del siglo xix, que cada compuesto tenía una fórmula empírica propia, y que dos compuestos distintos no podían tener la misma fórmula empírica.

Las sustancias orgánicas, con sus grandes moléculas, resultaron engorrosas desde el principio. La fórmula empírica de la morfina (un compuesto orgánico bastante simple si se lo compara, por ejemplo, con las proteínas) se sabe ahora que es $C_{17}H_{19}N0_3$. Con las técnicas de principios del siglo xviii habría sido muy difícil, quizás incluso imposible, decidir si la correcta era esa o, digamos, $C_{16}H_{20}NO_3$. La fórmula empírica del ácido acético, mucho más simple ($C_2H_40_2$) que la de la morfina, provocó grandes controversias en la primera mitad del siglo xix. Sin embargo, para aprender algo acerca de la estructura molecular de las sustancias orgánicas, los químicos tenían que empezar por las fórmulas empíricas.

En 1780, Lavoisier trató de determinar las proporciones relativas de carbono e hidrógeno en compuestos orgánicos quemándolos y pesando el dióxido de carbono y el agua que producían. Sus resultados no fueron muy precisos. En los primeros años del siglo xix, Gay-Lussac, descubridor de la ley de los volúmenes de combinación (véase págs. 87-88), y su colega el químico francés Louis Jacques Thénard (1777-1857), introdujeron una mejora. Mezclaron la sustancia orgánica con un *agente oxidante,* tal como el clorato de potasio. Al calentarla, esta combinación produjo oxígeno que, íntimamente mezclado con la sustancia orgánica, provocó su más rápida y completa combustión. Recogiendo el dióxido de carbono y el agua formados, Gay-Lussac y Thénard pudieron determinar las proporciones relativas de carbono y de hidrógeno en el compuesto original. Con la teoría de Dalton recién presentada, esta proporción podía expresarse en términos atómicos.

Muchos compuestos orgánicos están formados únicamente por carbono, hidrógeno y oxígeno. Una vez medidos el carbono y el hidrógeno y dando por supuesta la presencia de oxígeno para explicar cualquier residuo, podía determinarse a menudo la fórmula empírica. Hacia 1811 Gay-Lussac había obtenido, por ejemplo, las fórmulas empíricas de algunos azúcares simples.

Este procedimiento fue posteriormente mejorado por un químico alemán, Justus von Liebig (1803-73), quien, en 1831, obtuvo como resultado fórmulas empíricas claramente fiables[3]. Poco después, en 1833, el químico francés Jean Baptiste André Dumas (1800-84) ideó una modificación del método que permitía al químico recoger también el nitrógeno entre los productos de combustión. De esta manera podían detectarse las proporciones de nitrógeno en una sustancia orgánica.

Estos pioneros del *análisis orgánico* obtuvieron en el curso de sus investigaciones resultados que acabaron con la creencia en la importancia de la fórmula empírica. Ocurrió de esta manera:

En 1824, Liebig estudió un grupo de compuestos, los *fulminatos,* mientras Wóhler (que después sería íntimo amigo de Liebig y que pronto sintetizaría la urea, ver pág. 102) estaba estudiando otro grupo de compuestos, los *cianatos.* Ambos enviaron informes de su trabajo a una revista editada por Gay-Lussac.

Gay-Lussac notó que las fórmulas empíricas dadas para estos compuestos eran idénticas y que, sin embargo, las propiedades descritas eran muy diferentes. Por ejemplo, el cianato de plata y el fulminato de plata constan ambos de moléculas que contienen un átomo de plata, carbono, nitrógeno y oxígeno.

Gay-Lussac comunicó esta observación a Berzelius, a la sazón el químico más famoso del mundo; pero Berzelius descubrió que dos compuestos orgánicos, el *ácido racémico* y el *ácido tartárico,* si bien poseían propiedades diferentes, parecían tener la misma fórmula empírica (que ahora se sabe es $G_4H_60_6$).

Como los elementos estaban presentes en estos diferentes compuestos en las mismas proporciones, Berzelius sugirió que tales compuestos se llamasen *isómeros* (de la palabra griega que significa «iguales proporciones»), y la sugerencia fue adoptada. En las décadas siguientes se descubrieron otros casos de isomería.

Parecía claro que si dos moléculas estaban hechas del mismo número de cada tipo de átomos, y si poseían propiedades distintas, la diferencia debería residir en el modo como los átomos estaban enlazados dentro de la molécula. En el caso de las moléculas sencillas de los compuestos inorgánicos mejor conocidos, podía ocurrir que sólo fuera posible un ordenamiento de los átomos en la molécula. Por esa razón, no podían darse isómeros, y la fórmula empírica sería suficiente. Así, H_20 sería agua y nada más que agua.

Sin embargo, en las moléculas orgánicas más complicadas, había lugar para diferentes ordenamientos y, por tanto, para isómeros. En el caso de los cianatos y fulminatos, los diferentes ordenamientos son fáciles de descubrir, pues cada molécula no contiene más que unos pocos átomos. El cianato de plata puede escribirse AgOCN, mientras que el fulminato es AgNCO.

Aquí solamente intervienen cuatro átomos. Cuando la cantidad es mayor, el número de ordenamientos posibles se hace tan grande que es realmente difícil decidir cuál de ellos corresponde a cada compuesto. Incluso el caso del ácido racémico y el ácido tartárico, con dieciséis átomos en sus moléculas, eran demasiado difícil de manejar en la primera mitad del siglo xix. La situación se volvería simplemente imposible (así debió parecer entonces) al considerar moléculas aún mayores.

El problema de la estructura molecular tendría que haber sido abandonado sin esperanza, tan pronto como se detectó la verdadera naturaleza del problema, de no haber

surgido una posibilidad de simplificación.

A partir de 1810 Gay-Lussac y Thénard trabajaron con cianuro de hidrógeno (CNH), demostrando que era un ácido, aunque no contenía oxígeno (esto, junto con el descubrimiento casi simultáneo de Davy sobre el mismo hecho referido al ácido clorhídrico [véase página 97], refutaba la creencia de Lavoisier de que el oxígeno era el elemento característico de los ácidos), Gay-Lussac y Thénard hallaron que la combinación CN (el grupo cianuro) podía desplazarse de un compuesto a otro sin que se separasen los átomos de carbono y nitrógeno. En efecto, la combinación CN actuaba del mismo modo que un átomo aislado de cloro, bromo, etc., hasta el punto de que el cianuro sódico (CNNa) tenía algunas propiedades en común con el cloruro sódico (ClNa) y el bromuro sódico (BrNa)[4].

Tal grupo de dos (o más) átomos que permanecían combinados al pasar de una molécula a otra se denominó un *radical*, vocablo que proviene de la palabra latina que significa «raíz». La razón de este nombre estaba en la creencia de que las moléculas podían construirse a partir de un número limitado de combinaciones de átomos pequeños. Los radicales serían entonces las «raíces» a partir de las cuales la molécula crecería, por así decirlo.

Desde luego, el grupo CN era muy sencillo, pero Wóhler y Liebig, trabajando juntos, describieron un caso mucho más complejo. Descubrieron que el grupo benzoílo podía traspasarse de una molécula a otra sin ser destruido. La fórmula empírica del grupo benzoílo se sabe actualmente que es C_7H_50.

En resumen, comenzó a verse que para resolver el misterio estructural de las grandes moléculas había que resolver primero las estructuras de determinado número de radicales diferentes. Las moléculas podrían después construirse sin mucha dificultad (así se esperaba) a partir de los radicales. ¡Las cosas prosperaban!

7. Estructura molecular

La teoría de los tipos

Berzelius hizo suya la idea de que los radicales podían ser las unidades a partir de las cuales se construyesen las moléculas orgánicas. Creía que las moléculas orgánicas estaban formadas de radicales, igual que las moléculas inorgánicas estaban formadas de átomos individuales, y llegó a pensar que los radicales eran casi tan indivisibles e inmutables como los propios átomos.

Berzelius mantuvo que la fuerza que une a los átomos en una molécula inorgánica o en un radical orgánico era de naturaleza eléctrica (lo que finalmente acabaría siendo cierto). Cada molécula, pues, debía contener una parte positiva y una parte negativa, ya que sólo existía atracción entre los elementos de cargas opuestas.

Para las sustancias inorgánicas simples como el cloruro sódico, este concepto de positivo y negativo demostró finalmente concordar con los hechos (véase pág. 212). Para que esto se cumpliese en las sustancias orgánicas, Berzelius tuvo que insistir en que los radicales consistían en carbono e hidrógeno solamente, siendo el carbono negativo y el hidrógeno positivo. Por tanto, mantuvo que el radical benzoílo

(C_7H_50) no contenía ni podía contener oxígeno, lo que se contradecía con los estudios realizados sobre este radical. Berzelius estaba seguro también de que era imposible sustituir un elemento negativo por otro positivo sin cambiar drásticamente las propiedades del compuesto.

Rápidamente se demostró que estaba equivocado en esta última afirmación. Dumas (véase pág. 108) era un entusiasta defensor de Berzelius, pero uno de los alumnos de Dumas, Auguste Laurent (1807-53), consiguió sustituir por átomos de cloro algunos de los átomos de hidrógeno existentes en la molécula de alcohol etílico. Este experimento asestó el golpe mortal a la teoría de Berzelius, ya que el cloro se consideraba negativo y el hidrógeno positivo, y sin embargo se podía sustituir el uno por el otro sin que cambiasen de forma drástica las propiedades del compuesto.

Además, en este compuesto clorado el carbono debía estar unido directamente al cloro y, si ambos eran átomos negativos, ¿cómo era ello posible? Las cargas eléctricas negativas se repelían entre sí. Siguiendo el mismo razonamiento, ¿cómo podían unirse dos átomos de cloro para formar una molécula de cloro? Estas cuestiones no se clarificaron hasta un siglo más tarde, como veremos en las págs. 228-29).

Berzelius, testarudo y extremadamente conservador en sus últimos años, rehusó cambiar sus ideas. Al enterarse del informe de Laurent, atacó fieramente los nuevos hallazgos. El mismo Dumas, en 1839, había sustituido cloro en el lugar ocupado por tres átomos de hidrógeno en el ácido acético. No obstante, ante la oposición de Berzelius, Dumas se retractó cobardemente y no reconoció el trabajo de Laurent.

Pero Laurent se mantuvo firme y continuó acumulando pruebas en el sentido de que los radicales no eran tan indestructibles, tan estables, como Berzelius creía, y de que no se debía sobreestimar la cuestión de lo positivo y lo negativo. La ira de Berzelius alejó a Laurent de los laboratorios más famosos, y, mientras Berzelius vivió, su versión de la teoría de los radicales siguió existiendo por la sola fuerza de su personalidad. A la muerte de Berzelius en 1848, su teoría murió y la de Laurent ganó popularidad.

Laurent dejó por completo de insistir en las fuerzas eléctricas. Creía que una molécula orgánica tenía un núcleo (que podía ser un solo átomo) al que se enlazaban los diferentes radicales. Las moléculas orgánicas podían agruparse así en familias o *tipos* (de ahí el nombre de *teoría de los tipos).* Todos los miembros de un tipo tendrían un núcleo idéntico al cual podía unirse cualquiera de una serie de radicales semejantes; y dentro de los radicales existían muchas posibilidades de variación.

Un determinado tipo molecular podía incluso extenderse al reino de lo inorgánico.

Por ejemplo, la molécula de agua (H_20) podía considerarse formada por un átomo central de oxígeno (el núcleo) al que estaban unidos dos átomos de hidrógeno. Si se sustituye un átomo de hidrógeno por los distintos radicales de una serie, se formará un tipo de compuesto que incluirá entre sus miembros al agua, así como a diversas moléculas orgánicas.

Si un átomo de hidrógeno se sustituye por un grupo metilo (CH_3) o un grupo etilo (C_2H_5), se tendría CH_3OH (alcohol metílico) y C_2H_5OH (alcohol etílico), respectivamente. Muchos otros alcoholes podrían construirse del mismo modo. Y en realidad los alcoholes no sólo tienen muchas semejanzas entre sí, sino que, como clase, manifiestan también ciertas semejanzas con el agua. Los alcoholes más simples, como el alcohol metílico y el etílico, se mezclan con el agua en cualquier proporción. El metal sodio reacciona con los alcoholes del mismo modo que con el agua, aunque más lentamente, etc.

Entre los años 1850 y 1852, el químico inglés Alexander William Williamson (1824-1904) demostró que la familia de compuestos orgánicos llamada éteres podía también formarse según el «tipo agua». En este caso los dos hidrógenos del agua eran sustituidos por radicales orgánicos. El éter común, que comenzaba entonces a utilizarse como anestésico, tiene ambos hidrógenos reemplazados por grupos etilo, de manera que su fórmula es $C_2H_50\ C_2H_5$.

Antes de esto, en 1848, el químico francés Charles Adolphfe Wurtz (1817-84) había estudiado un grupo de compuestos relacionados con el amoniaco y que recibieron el nombre de *aminas.* Demostró que pertenecían a un tipo con un núcleo de nitrógeno. En el amoniaco, un átomo de nitrógeno estaba unido a tres átomos de hidrógeno. En las aminas, uno o más de estos hidrógenos estaban reemplazados por radicales orgánicos.

La teoría de los tipos ganó popularidad debido a que podía usarse para organizar el número cada vez mayor de compuestos orgánicos que se estaban estudiando. El químico ruso-germano Friedrich Konrad Beilstein (1838-1906) publicó en 1880 un vasto compendio de compuestos orgánicos y utilizó la teoría de los tipos de Laurent para organizar dichos compuestos dentro de un orden racional.

No obstante, la teoría, tal como surgió del trabajo de Laurent, era incompleta. Todavía utilizaba los radicales como unidades y, más que resolver la cuestión de la estructura molecular, la evadía. Para resolverla correctamente había que enfrentarse a la pregunta: ¿cuál es la disposición atómica real dentro de los mismos radicales?

Valencia

La teoría de los tipos impresionó a algunos químicos por el hecho de que el átomo de oxígeno se combinaba siempre con otros dos átomos o radicales. Podía combinarse con dos átomos de hidrógeno para formar agua, con un átomo de hidrógeno y un radical orgánico para formar un éter. Pero en cualquier caso el átomo de oxígeno se unía a dos entidades.

De manera similar, el átomo de nitrógeno siempre se combinaba con tres átomos o radicales. Kolbe (véase página 103) y otros químicos empezaron a escribir fórmulas para los compuestos orgánicos en las que se daba por supuesta tal constancia en el número de enlaces del oxígeno o del nitrógeno.

El hecho fue generalizado por el químico inglés Edward Frankland (1825-99), el primero en interesarse por los *compuestos organo-metálicos,* en los cuales agrupaciones orgánicas se enlazan a átomos de metales como el cinc[1]. Aquí estaba muy claro que cada átomo metálico podía enlazarse sólo a determinado número de grupos orgánicos y

que este número variaba para los diferentes metales. Los átomos de cinc, por ejemplo, se combinaban exactamente con dos agrupaciones orgánicas.

En 1852 Frankland propuso lo que después llegaría a conocerse como teoría de la *valencia* (de la palabra latina que significa «poder»): cada átomo tiene un poder de combinación fijo. Por ejemplo, en condiciones normales, un átomo de hidrógeno solamente se combinará con otro átomo. Esto es también cierto para el sodio, cloro, plata, bromo y potasio. Todos ellos tienen una valencia de 1.

Los átomos de oxígeno pueden combinarse con dos átomos diferentes, igual que los de calcio, azufre, magnesio y bario. Todos estos elementos tienen una valencia de 2. El nitrógeno, fósforo, aluminio y oro tienen una valencia de 3. El hierro puede tener una valencia de 2 ó de 3, y así sucesivamente. A la larga, la cuestión de la valencia reveló que no era ni mucho menos tan simple como parecía en un principio, pero incluso esta versión simplificada de la teoría encerraba ya un valor inestimable.

Entre otras cosas, el concepto de valencia ayudó a clarificar la diferencia entre peso atómico (véase pág. 85) y peso equivalente (véase pág. 99) de un elemento. Todavía a mediados del siglo xix, muchos químicos confundían ambos conceptos.

Experimentalmente se puede demostrar que una parte de hidrógeno se combina con 35,5 partes de cloro, puesto que un átomo de hidrógeno se une a un átomo de cloro para formar cloruro de hidrógeno, y el átomo de cloro es 35,5 veces más pesado que el de hidrógeno. Es decir, el cloro tiene un peso atómico de 35,5. Pero una parte de hidrógeno no se combinará con todos los elementos en proporción a sus pesos atómicos. Por ejemplo, el oxígeno tiene un peso atómico de 16, pero cada átomo de oxígeno se une a dos átomos de hidrógeno, al tener el oxígeno una valencia de 2. Por lo tanto, 16 partes de oxígeno se combinan con 2 partes de hidrógeno. El peso equivalente del oxígeno es la cantidad de oxígeno que se combina con una parte de hidrógeno, es decir, 16/2 u 8.

Del mismo modo, el átomo de nitrógeno, con un peso atómico de 14 y una valencia de 3, se combina con tres átomos de hidrógeno. El peso equivalente del nitrógeno es, en consecuencia, 14/3, o aproximadamente 4,7.

En general, el peso equivalente de un átomo será igual a su peso atómico dividido por su valencia.

Por otra parte, la segunda ley de la electrólisis de Faraday (véase pág. 99) establece que el peso de metal liberado por una cantidad determinada de corriente eléctrica es proporcional al peso equivalente de dicho metal. Esto significa que una cantidad determinada de corriente eléctrica liberará como mucho sólo la mitad en peso de un metal de valencia 2 frente a un metal de valencia 1 de igual peso atómico.

La situación puede explicarse suponiendo que es preciso «un átomo de electricidad» (véase pág. 99) para transportar un átomo univalente, mientras que hacen falta dos para un átomo bivalente. Sin embargo, esta conexión entre valencia y «átomos de electricidad» no fue reconocida del todo hasta medio siglo después (véase págs. 228).

Fórmulas estructurales

Kekulé (del que ya se habló en la pág. 106) aplicó la noción de valencia con especial interés a la estructura de las moléculas orgánicas. Empezó con la sugerencia de que el carbono tiene una valencia de 4, y procedió en 1858 a elaborar sobre esta base la estructura de las moléculas orgánicas más simples, así como la de los radicales. La representación gráfica de este concepto se debe al químico escocés Archibald Scott Couper (1831-1892), quien sugirió representar esas fuerzas combinadas entre átomos *(enlaces,* como se las llama normalmente) en forma de pequeños trazos. De esta manera, las moléculas orgánicas podían construirse como verdaderas estructuras de «mecano».

Esta representación permitió ver muy claramente por qué las moléculas orgánicas eran, en general, mucho más grandes y complejas que las moléculas inorgánicas. De acuerdo con la idea de Kekulé, los átomos de carbono podían enlazarse unos con otros por medio de uno o más de sus cuatro enlaces de valencia, para formar largas cadenas, lineales o ramificadas. Ningún otro átomo parecía disfrutar de esa propiedad en un grado tan marcado como el carbono.

Así, los tres *hidrocarburos* (moléculas formadas solamente por átomos de carbono y de hidrógeno) más simples, que son metano (CH_4), etano (C,H_6) y propano (C_3H_g), pueden representarse con cada átomo de carbono provisto de cuatro enlaces, y cada átomo de hidrógeno provisto de uno, tal como sigue:

metano etano propano

Esta serie puede continuarse añadiendo átomos de carbono hasta la longitud que se desee, prácticamente. Añadiendo oxígeno, con dos enlaces, y nitrógeno, con tres, puede representarse la molécula del alcohol etílico (C_2H_6O) y la de metilamina (CH_5N) como sigue:

alcohol etílico metilamina

Tales *fórmulas estructurales* pueden hacerse más flexibles si se permite la existencia de dos enlaces *(un doble enlace) o* tres enlaces (un *triple enlace)* entre dos átomos adyacentes. Así, el etileno (C_2H_4), acetileno (C_2H_2), el cianuro de metilo (C_2H_3N), acetona (C_3H_60), y ácido acético ($C_2H_40_2$) pueden
representarse como sigue:

etileno acetileno cianuro de metilo

```
     H   O   H                    H   O
     |   ||  |                    |   ||
 H — C — C — C — H            H — C — C — O — H
     |       |                    |
     H       H                    H

      acetona                  ácido acético
```

Las fórmulas estructurales hacían gala de una utilidad tan obvia que muchos químicos las aceptaron inmediatamente, quedando desfasados por completo todos los intentos de representar las moléculas orgánicas como estructuras construidas a partir de radicales. Ahora podría construirse nada menos que una representación átomo por átomo.

En particular, un químico ruso, Alexander Mijailovich Butlerov (1828-86), apoyó el nuevo sistema. Durante la década de 1860 señaló cómo el uso de las fórmulas estructurales podía explicar la existencia de isómeros (véase página 109). Por ejemplo, para utilizar un caso muy sencillo, el alcohol etílico y el éter dimetílico, si bien poseen propiedades muy diferentes, tienen la misma fórmula empírica: C_2H_60. Las fórmulas estructurales de los compuestos son:

```
     H   H                        H       H
     |   |                        |       |
 H — C — C — O — H            H — C — O — C — H
     |   |                        |       |
     H   H                        H       H

   alcohol etílico             éter dimetílico
```

No es de extrañar que el cambio en el enlace de los átomos lleve a dos conjuntos de propiedades muy diferentes. En el caso del alcohol etílico, uno de los seis átomos de hidrógeno está enlazado a un átomo de oxígeno, mientras que en el éter dimetílico los seis están fijados a átomos de carbono. Los átomos de hidrógeno se fijan al átomo de oxígeno más débilmente que al carbono, de modo que el sodio metálico añadido al alcohol etílico desplaza exactamente un sexto del contenido de hidrógeno. Si se añade sodio al éter dimetílico, no desplaza nada de hidrógeno. Así, la reacción química sirve como guía para la fórmula estructural, y las fórmulas por su parte sirven como guía para reacciones desconocidas.

Butlerov trató específicamente con un tipo de isomería llamada *tautomería*, en la que ciertas sustancias aparecían siempre como mezcla de dos componentes. Si uno de estos componentes se aislaba en forma pura, podría transformarse rápidamente, en parte, en el otro. Butlerov mostró que la tautomería consistía en una transferencia espontánea de un átomo de hidrógeno desde un enlace con un átomo de oxígeno a un enlace con un átomo de carbono cercano (y a la inversa).

El *benceno*, un hidrocarburo simple cuya fórmula empírica es C_6H_6, supuso un problema capital en los primeros años de las fórmulas estructurales. Ninguna fórmula estructural parecía satisfacer los requisitos de valencia, y al mismo tiempo explicar la gran estabilidad del compuesto. Esto es, las fórmulas estructurales que se sugirieron al principio se parecían a las de otros compuestos que eran muy inestables.

De nuevo fue Kekulé quien salvó la situación. Un día de 1865 (según el mismo Kekulé), medio dormido en un ómnibus, le pareció ver átomos ejecutando una danza. De pronto, la cola de una cadena se unió a su cabeza y formó un anillo circular. Hasta entonces, las fórmulas estructurales se habían formado solamente con *cadenas* de

átomos de carbono, pero ahora Kekulé pensó también en la posibilidad de anillos de carbono. Sugirió la siguiente fórmula estructural para el benceno:

La explicación fue aceptada, y la idea de las fórmulas estructurales descansó sobre bases más firmes que nunca[2].

benceno

Isómeros ópticos

Pese a su utilidad, las fórmulas estructurales de Kekulé no terminaban de explicar un tipo de isomería particularmente sutil, en la que intervenía la luz. Considerémosla brevemente.

En 1801, el inglés Thomas Young (1773-1829), personaje extraordinario que fue el primero en entender la fisiología del ojo, había efectuado experimentos que demostraban que la luz se comportaba como si consistiese en pequeñas ondas. Más tarde, hacia 1814, el físico francés Augustin Jean Fresnel (1788-1827) mostró que las ondas de luz pertenecen a un tipo particular conocido como *ondas transversales.* Estas ondas oscilan perpendicularmente a la dirección en la que viaja la onda en conjunto. La situación se visualiza mejor en relación con las olas del agua, también de naturaleza transversal. Cada partícula de agua se mueve verticalmente, mientras las olas se desplazan horizontalmente.

Las ondas luminosas no están limitadas a una superficie, de manera que no se mueven simplemente hacia arriba y hacia abajo. Pueden moverse a izquierda y derecha, o de nordeste a suroeste, o de noroeste a sudeste. De hecho, hay un número infinito de direcciones en que las ondas de luz pueden oscilar en ángulo recto a la dirección de su desplazamiento. En un rayo de luz ordinaria, algunas ondas están oscilando en una dirección, otras en otra, etc. No hay una dirección preferente.

Pero si ese rayo de luz atraviesa ciertos cristales, el ordenamiento de los átomos dentro de los cristales fuerza al rayo de luz a oscilar en un plano determinado, un plano que permitirá a la luz deslizarse a través de y entre las hileras de átomos.

A la luz que oscila en un solo plano se la llama luz *polarizada,* nombre propuesto en 1808 por el físico francés Etienne Louis Malus (1775-1812). Por esa época, la teoría ondulatoria no había sido aún aceptada, y Malus creía que la luz constaba de partículas con polos norte y sur, y que en la luz polarizada todos los polos estaban orientados en la misma dirección. Esta teoría desapareció rápidamente, pero la expresión quedó, y todavía se usa.

Hasta 1815, las propiedades y el comportamiento de la luz polarizada parecían pertenecer exclusivamente al dominio de la física. En ese año, el físico francés Jean Baptiste Biot (1774-1867) mostró que si la luz polarizada pasa a través de determinados cristales, el plano en que las ondas vibran experimenta un giro. Unas veces gira en el sentido de las agujas del reloj *(dextrógiro) y* otras en sentido contrario *(levógiro).*

Entre los cristales que presentaban esta propiedad de *actividad óptica* estaban los de los compuestos orgánicos. Además, algunos de estos compuestos orgánicos,

como son determinados azúcares, mostraban actividad óptica incluso cuando no estaban en forma cristalina, sino en solución.

Tal como acabó por descubrirse, había sustancias que diferian solamente en sus propiedades ópticas. Idénticas en lo demás, una de ellas podía girar el plano de luz polarizada en el sentido de las agujas del reloj, y la otra en el sentido contrario. En ocasiones, una tercera podía no girarlo en absoluto. Los isómeros ácido racémico y ácido tartárico, que Berzelius había descubierto (véase pág. 109), diferían en propiedades ópticas.

Tales *isómeros ópticos* no quedaban bien explicados por las fórmulas estructurales de Kekulé.

El primer indicio de comprensión de la actividad óptica apareció en 1848, cuando el químico francés Louis Pasteur (1822-95) empezó a trabajar con cristales de tartrato amónico sódico.

Pasteur observó que los cristales eran asimétricos: es decir, un lado del cristal tenía una pequeña cara que no se presentaba en el otro. En algunos cristales, la cara se presentaba en el lado derecho, en otros en el izquierdo. Utilizando un cristal de aumento, separó cuidadosamente con pinzas los cristales, y disolvió cada grupo por separado. Las propiedades de cada grupo parecían idénticas, exceptuando la actividad óptica. Una solución era dextrógira, la otra levógira.

Parecía, pues, que la actividad óptica era el resultado de la asimetría. Y parecía también que el hecho de que el plano de la luz polarizada fuera girado en una dirección o en otra dependía de que los cristales, por lo demás idénticos, tuvieran una asimetría de «mano derecha» o de «mano izquierda».

Esta teoría resultaba satisfactoria en el caso de los cristales, pero ¿qué decir acerca de la actividad óptica en soluciones? En solución las sustancias no existen como cristales, sino como moléculas individuales flotando al azar. Si la actividad óptica implicaba asimetría, entonces dicha asimetría debía existir en la misma estructura molecular.

Las fórmulas estructurales de Kekulé no mostraban la necesaria asimetría, pero esta falta no invalidaba necesariamente la relación entre asimetría y actividad óptica. Después de todo, las fórmulas estructurales de Kekulé estaban escritas en dos dimensiones sobre la superficie plana de la pizarra o de un trozo de papel. Y, naturalmente, no era de esperar que en realidad las moléculas orgánicas fuesen bidimensionales.

Parecía cierto que los átomos en una molécula hubieran de distribuirse en tres dimensiones, y en ese caso su disposición podría presentar la asimetría precisa para exhibir actividad óptica. Sin embargo ¿cómo aplicar la necesaria tridimensionalidad a la molécula?

Los átomos jamás habían sido vistos, y su verdadera existencia podía ser simplemente una ficción convenida, utilizada para explicar las reacciones químicas. ¿Podía tomarse confiadamente su existencia tan literalmente que pudieran distribuirse en tres dimensiones?

Hacía falta un hombre joven para dar el paso siguiente, alguien que no hubiese adquirido todavía la sabía prudencia que viene con los años.

Moléculas tridimensionales

Esta persona fue el joven químico danés Jacobus Hendricus Van't Hoff (1852-1911). En 1874, sin terminar aún su tesis para el doctorado, sugirió atrevidamente que los cuatro enlaces del carbono estaban distribuidos en las tres dimensiones del espacio hacia los cuatro vértices de un tetraedro.

Para ver esto, imaginemos que tres de los enlaces del carbono están colocados como las patas de un trípode aplastado, mientras que el cuarto enlace apunta directamente hacia arriba. Cada enlace equidista entonces de los otros tres, y el ángulo entre un enlace y cualquiera de sus vecinos es de aproximadamente 109° (véase figura 11).

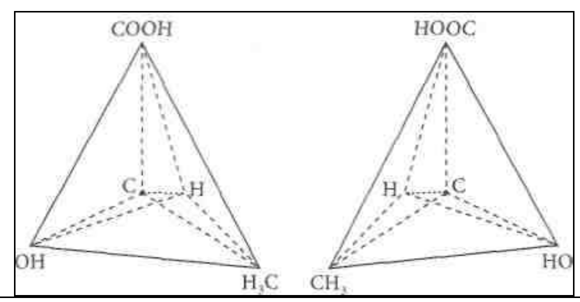


Fig 11. El enlace tetraédrico de los átomos de carbono permite dos configuraciones de los átomos en los compuestos, siendo una de ellas la imagen especular de la otra. Este modelo muestra las disposiciones en imagen especular de la molécula de ácido láctico, CH_3, $CHOCC0_2H$.

Los cuatro enlaces del átomo de carbono están colocados simétricamente alrededor del átomo, y la asimetría se introduce solamente cuando cada uno de los cuatro enlaces está fijado a un tipo de átomo o grupo de átomos diferentes. Los cuatro enlaces pueden disponerse entonces exactamente de dos maneras distintas, siendo una la imagen especular de la otra. Este modelo aportaba precisamente el tipo de asimetría que Pasteur había encontrado en los cristales.

Casi simultáneamente, el químico francés Joseph Achille Le Bel (1847-1930) publicó una sugerencia similar. El átomo de carbono tetraédrico es conocido a veces como *teoría de VantHoff-LeBel.*

El átomo tetraédrico explicaba tantas cosas y de forma tan clara que fue rápidamente aceptado. Contribuyó a ello el libro publicado en 1887 por el químico alemán Johannes Adolf Wislicenus (1835-1902), que colocaba la autoridad de un antiguo y muy respetado científico en apoyo de la teoría.

Y sobre todo, no había enmascaramiento de los hechos. Los compuestos que poseían *átomos de carbono asimétricos* (los que estaban enlazados a cuatro grupos diferentes) poseían actividad óptica, mientras que los que no poseían tales átomos, carecían de ella. Además, el número de isómeros ópticos era siempre igual al número predicho por la teoría de Van'tHoff-LeBel.

En las últimas décadas del siglo xix la concepción tridimensional de los enlaces se extendió más allá de los átomos de carbono.

El químico alemán Viktor Meyer (1848-97) mostró que los enlaces de los átomos de nitrógeno, concebidos en tres dimensiones, podían explicar también ciertos tipos de isomerías ópticas. Por su parte, el químico inglés William Jackson Pope (1870-1939) mostró que lo mismo era aplicable a otros átomos tales como los de azufre, selenio y estaño, el germano-suizo Alfred Werner (1866-1919) añadió el cobalto, cromo, rodio y otros metales.

(A comienzos de 1891, Werner desarrolló una *teoría de la coordinación* de la estructura molecular. Esta idea, según él, le vino en sueños, despertándole a las dos de la madrugada con un sobresalto. Esencialmente, esta teoría mantiene que las relaciones estructurales entre átomos no tienen por qué estar restringidas a los enlaces ordinarios de valencia, sino que -particularmente en ciertas moléculas inorgánicas relativamente complejas- los grupos de átomos podrían distribuirse alrededor de algún átomo central,

de acuerdo con ciertos principios geométricos que no parecen tener en cuenta el enlace de valencia ordinario. Pasó casi medio siglo antes de que las nociones de valencia se afinasen lo bastante como para incluir tanto los compuestos simples que se ajustaban a las nociones de Frankland y Kekulé, como los *compuestos de coordinación* de Werner.)

La idea de estructura tridimensional llevó rápidamente a ulteriores avances. Viktor Meyer había demostrado que si bien las agrupaciones de átomos ordinariamente pueden girar en libertad alrededor de un único enlace que las une al resto de la molécula, el tamaño de los grupos de átomos cercanos podría impedir a veces tal rotación. Esta situación, llamada *impedimento esférico*, puede compararse a la de una puerta que normalmente gira libremente sobre sus goznes, pero que queda bloqueada por algún obstáculo colocado detrás de ella. Pope llegó a mostrar que a consecuencia del impedimento estérico era posible que una molécula fuera asimétrica. Podría entonces mostrar actividad óptica, aun cuando ninguno de los átomos constituyentes fuese estrictamente asimétrico.

El químico alemán Johann Friedrich Wilhelm Adolf von Baeyer (1835-1917) utilizó en 1885 la representación tridimensional para dibujar átomos de carbono fijos a anillos planos. Si los cuatro enlaces de los átomos de carbono apuntan hacia los cuatro vértices de un tetraedro, el ángulo entre dos cualesquiera de ellos es aproximadamente de 109,5°. Baeyer argumentó que en cualquier compuesto orgánico hay una tendencia a permitir que los átomos de carbono se conecten de modo tal que los enlaces conserven sus ángulos naturales. Si el ángulo es obligado a variar, el átomo se encontrará sometido a un esfuerzo.

Tres átomos de carbono enlazado en anillo formarían un triángulo equilátero, con el ángulo entre cada par de enlaces igual a 60°. Esta separación es muy diferente del ángulo natural de 109,5°, y por esta razón los anillos de 3 carbonos son difíciles de formar y, una vez formados, fáciles de romper.

Un anillo de 4 carbonos formará un cuadrado, con ángulos de 90°; un anillo de 5 carbonos formará un pentágono con ángulos de 108°; un anillo de 6 carbonos formará un hexágono, con ángulos de 120°. Parece que un anillo de 5 carbonos no implica virtualmente ninguna fuerza sobre los enlaces del átomo de carbono, y un anillo de 6 carbonos implica sólo una fuerza pequeña. La *teoría de las tensiones* de Baeyer parecía explicar, por tanto, la preponderancia de tales anillos en la naturaleza sobre los anillos de más de 6 ó menos de 5 átomos[3].

El más espectacular de todos los trabajos fue quizás el realizado en 1880 por el químico alemán Emil Fischer (1852-1919) sobre la química de los azúcares simples. Varios azúcares bien conocidos comparten la misma fórmula empírica $C_6H_{12}0_6$. También tienen muchas propiedades en común, pero se diferencian en otras, especialmente en la magnitud de su actividad óptica.

Fischer demostró que cada uno de estos azúcares tenía cuatro átomos de carbonos asimétricos, y que en base a la teoría de Van't Hoff-Le Bel habría entonces dieciséis isómeros ópticos. Estos isómeros se dispondrían en ocho pares; en cada par un isómero giraría el plano de la luz polarizada en el sentido de las agujas del reloj, exactamente con la misma magnitud con que el otro isómero la giraría en el sentido contrario.

Fischer procedió a establecer la disposición exacta de los átomos en cada uno de los dieciséis isómeros. El hecho de haberse hallado precisamente dieciséis isómeros de azúcares con seis carbonos, divididos en ocho pares, constituye una fuerte prueba en favor de la validez de la teoría de Van't Hoff-Le Bel. Esta misma precisión en las predicciones se da en el caso de los otros tipos de azúcares, de aminoácidos y de cualquier otro tipo de compuestos.

Hacia 1900 la descripción de la estructura molecular en tres dimensiones, habiendo demostrado su validez, fue universalmente aceptada.

8. La tabla periódica

Los elementos en desorden

Hay un curioso paralelismo entre las historias de la química orgánica y de la inorgánica, a lo largo del siglo xix. Las primeras décadas del siglo pasado contemplaron una desesperante proliferación en el número de compuestos orgánicos, y también en el número de elementos. El tercer cuarto de siglo vio el mundo de los compuestos orgánicos puesto en orden, gracias a las fórmulas estructurales de Kekulé. También vio ordenado el mundo de los elementos, y al menos parte del mérito de ambos cambios se debió a determinada reunión internacional de químicos.

Pero empecemos con el desorden existente a comienzos de siglo.

El descubrimiento de nuevos elementos, además de los nueve conocidos por los antiguos y los cuatro estudiados por los alquimistas medievales, se ha mencionado en el capitulo 4. Los elementos gaseosos, nitrógeno, hidrógeno, oxígeno y cloro, habían sido descubiertos todos ellos en el siglo xviii. Y lo mismo los metales cobalto, platino, níquel, manganeso, tungsteno, molibdeno, uranio, titanio y cromo.

En la primera década del siglo xix se añadieron a la lista no menos de catorce nuevos elementos. Entre los químicos ya mencionados en este libro, Davy había aislado al menos seis por medio de la electrólisis (véase página 97). Guy-Lussac y Thénard habían aislado boro; Wollaston había aislado paladio y rodio, mientras que Berzelius había descubierto el cerio.

El químico inglés Smithson Tennant (1761-1815), para el que Wollaston había trabajado como ayudante, descubrió también el osmio y el iridio. Otro químico inglés, Charles Hatchett (aproximadamente 1765-1847), aisló el colombio (ahora llamado oficialmente niobio), mientras que el químico sueco Anders Gustaf Ekeberg (1767-1813) descubrió el tántalo.

El impulso en las décadas sucesivas no fue tan fuerte, pero el número de elementos continuó en aumento. Berzelius, por ejemplo, descubrió cuatro elementos más: selenio, silicio, circonio y torio (véase fig. 12). Luis Nicolas Vauquelin, en 1797, descubrió el berilio.

Hacia 1830 se conocían cincuenta y cinco elementos diferentes, un buen paso desde los cuatro elementos de la antigua teoría. De hecho, el número era demasiado grande para no inquietar a los químicos. Los elementos variaban extensamente en sus propiedades, y parecía existir poco orden entre ellos. ¿Por qué había tantos? Y ¿cuántos más quedaban todavía por descubrir? ¿Diez? ¿Cien? ¿Mil? ¿Un número infinito?

Era tentador buscar un orden en el conjunto de los elementos ya conocidos. Quizá de esta manera podría encontrarse alguna razón que explicase su número, y alguna manera de justificar la variación de las propiedades que poseían.

El primero en captar un atisbo de orden fue el químico alemán Johann Wolfgang Dóbereiner (1780-1849). En 1829 observó que el elemento bromo, descubierto tres años antes por el químico francés Antoine Jéróme Balard (1802-76), parecía tener propiedades que estaban justo a mitad de camino entre las del cloro y las del yodo. (El yodo había sido descubierto por otro químico francés, Bernard Courtois [1777-1838], en 1811.) El cloro, bromo y yodo no sólo mostraban una progresiva gradación en propiedades como color y reactividad, sino que el peso atómico del bromo parecía estar justo a medio camino entre los del cloro y el yodo. ¿Sería una coincidencia?

PESOS ATÓMICOS

ELEMENTO		ELEMENTO	
Aluminio	26,98	Mercurio	200, 61
Antimonio	121,76	Molibdeno	95,95
Arsénico	74,91	Níquel	58,71
Bario	137,36	Niobio	92,91
Berilo	9,913	Nitrógeno	14,008
Bismuto	209,00	Osmio	190,2
Boro	10,82	Oxígeno	16,0000
Bromo	79,916	Paladio	106,4
Cadmio	112,41	Fósforo	30,975
Calcio	40,08	Platino	195,09
Carbono	12,011	Potasio	39,100
Cerio	140,13	Rodio	102,91
Cinc	65,38	Selenio	78,96
Circonio	91,22	Silicio	28,09
Cloro	35,457	Plata	107,88
Cromo	52,01	Sodio	22,991
Cobalto	58,94	Estroncio	87,63
Cobre	63,54	Azufre	32,066
Oro	197,0	Tántalo	180,95
Hidrógeno	1,0080	Teluro	127,61
Yodo	126,91	Torio	232,05
Iridio	192,2	Estaño	118,70
Hierro	55,85	Titanio	47,90
Plomo	20, 21	Tunsgteno	183,86
Litio	6,940	Uranio	283,07
Magnesio	24,32	Vanadio	50,95
Manganeso	54,94	Iterbio	88,92

Fig. 12. Lista de los cincuenta y cuatro elementos conocidos y descubitos en la época de Berzelius, con sus pesos atómicos calculados tomar como base el del oxígeno igual a 16,0000. (Tomado de *The Sea for the Elements,* Basic Books.)

Dóbereiner llegó a encontrar otros dos grupos de tres elementos que exhibían claras gradaciones de propiedades: calcio, estroncio y bario; y azufre, selenio y teluro. En ambos grupos el peso atómico del segundo elemento estaba a mitad de camino entre los de los otros dos. ¿Se trataba de una nueva coincidencia?

Dóbereiner llamó a estos grupos «tríadas», y buscó otras infructuosamente. El hecho de que cinco sextas partes de los elementos conocidos no pudieran colocarse en ninguna tríada hizo que los químicos decidieran que los hallazgos de Dóbereiner eran mera coincidencia. Además, el modo en que los pesos atómicos encajaban con las propiedades químicas entre los elementos de las tríadas de Dóbereiner no impresionó generalmente a los químicos. En la primera mitad del siglo xix, los pesos atómicos tendían a subestimarse. Resultaban convenientes para hacer cálculos químicos, pero no parecía haber ninguna razón para usarlos en la confección de listas de elementos, por ejemplo.

Incluso era dudoso que los pesos atómicos fueran útiles en los cálculos químicos. Algunos químicos no distinguían con detalle el peso atómico del peso molecular; otros no distinguían entre peso atómico y peso equivalente. Así, el peso equivalente del oxígeno es 8 (véase pág. 84), su peso atómico es 16, y el peso molecular 32. En los cálculos químicos, el peso equivalente, 8, es el más socorrido; ¿por qué usar entonces el número 16 para colocar al oxígeno en la lista de los elementos?

Esta confusión entre peso equivalente, peso atómico y peso molecular extendió

su influencia desorganizadora no sólo a la cuestión de la lista de elementos, sino al estudio de la química en general. Los desacuerdos sobre los pesos relativos que debían atribuirse a los diferentes átomos condujeron a desacuerdos sobre el número de átomos de cada elemento que había en una molécula dada.

Kekulé, poco después de haber publicado sus sugerencias conducentes a las fórmulas estructurales, se dio cuenta de que esta idea quedaría en nada si los químicos no se ponían de acuerdo, para empezar, acerca de las fórmulas empíricas. Por lo tanto propuso una conferencia de químicos importantes de toda Europa para discutir el asunto. Como resultado de ello se convocó la primera reunión científica internacional de la historia. Se llamó Primer Congreso Internacional de Química y se reunió en 1860 en la ciudad de Karlsruhe, en Alemania.

Asistieron ciento cuarenta delegados, entre los que se hallaba el químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910). Dos años antes, Cannizzaro había topado con el trabajo de su compatriota Avogadro (véase pág. 90). Comprendió que la hipótesis de Avogadro podía utilizarse para distinguir entre peso atómico y peso molecular de los elementos gaseosos importantes, y que esta distinción serviría para aclarar la cuestión de los pesos atómicos de los elementos en general. Además, comprendió la importancia de distinguir cuidadosamente el peso atómico del peso equivalente.

En el Congreso hizo una gran exposición del tema, y a continuación distribuyó copias de un folleto en el que explicaba con detalle sus argumentos. Lenta y laboriosamente, sus opiniones ganaron adeptos en el mundo de la química. A partir de entonces, se clarificó la cuestión del peso atómico, y se apreció la importancia de la tabla de pesos atómicos de Berzelius (véase pág. 92).

Para la química orgánica, este desarrollo significaba que los científicos podían ahora entenderse sobre las fórmulas empíricas y seguir añadiendo detalles a la fórmula estructural, primero en dos dimensiones y después en tres. La forma en que esto se llevó a cabo ha sido descrita en el capítulo anterior.

Para la química inorgánica los resultados fueron igualmente fructíferos, dado que ahora existía un orden racional para ordenar los elementos según su peso atómico creciente. Una vez hecho esto, los químicos podrían mirar la tabla periódica con nuevos ojos.

La organización de los elementos

En 1864, el químico inglés John Alexander Reina Newlands (1837-98) ordenó los elementos conocidos según sus pesos atómicos crecientes, y observó que esta ordenación también colocaba las propiedades de los elementos en un orden, al menos parcial (ver fig. 13). Al disponer los elementos en columnas verticales de siete, los que eran semejantes tendían a quedar en la misma fila horizontal. Así, el potasio quedó cerca del sodio muy semejante a él; el selenio quedó en la misma línea que el azufre, muy parecido; el calcio próximo al magnesio, y así sucesivamente. Y efectivamente, las tres tríadas de Dóbereiner se hallaban en dichas filas.

Newlands llamó a esto la *ley de las octavas* (en música, siete notas forman una octava, siendo la octava nota casi un duplicado de la primera y principio de una nueva octava). Desgraciadamente, mientras unas filas de esta tabla contenían elementos semejantes, otras contenían elementos enormemente dispares. Los demás químicos pensaron que lo que Newlands trataba de demostrar era más una coincidencia que algo significativo. No pudo conseguir que su trabajo fuese publicado.

	Nº		Nº		Nº		N.º		N.º		N.º		N.º		N.º
H	1	F	8	Cl	15	Co, Ni	22	Br	29	Pd	36	I	42	Pt, Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Tl	53
Ga	3	Mg	10	Ca	17	Zn	25	Sr	31	Cd	38	Ba, V	45	Pb	54
B	4	Al	11	Cr	19	Y	24	Ce, La	33	U	40	Ta	46	Th	56
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Hg	52
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di, Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro, Ru	35	Te	43	Au	49	Cs	51

Fíg. 13. La «ley de las octavas», publicada en 1864 por J. A. R. Newlands, fue una precursora de la tabla periódica de Mendeleiev.

Dos años antes, el geologo francés Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois (1820-86) también había ordenado los elementos según su peso atómico creciente y los había distribuido en una especie de gráfico cilindrico. También aquí los elementos semejantes tendían a coincidir en columnas verticales. Publicó su trabajo, pero no su gráfico, y sus estudios pasaron también inadvertidos (véase figura 14).

Más éxito tuvo el químico alemán Julius Lothar Meyer (1830-95). Meyer consideró el volumen ocupado por determinados pesos fijos de los diversos elementos. En tales condiciones, cada peso contenía el mismo número de átomos de su elemento. Esto significaba que la razón de los volúmenes de los diversos elementos era equivalente a la razón de los volúmenes de los átomos simples que componían a dichos elementos. Así, pues, se podía hablar de *volúmenes atómicos.*

Al representar los volúmenes atómicos de los elementos en función de los pesos atómicos, se obtenían una serie de ondas que alcanzaban valores máximos en los metales alcalinos: sodio, potasio, rubidio y cesio. Cada descenso y subida a un máximo o mínimo correspondería a un *período* en la tabla de elementos. En cada período, también descendían y subían otras propiedades físicas, además del volumen atómico (véase figura 15).

El hidrógeno, el primero de la lista de elementos (porque tiene el peso atómico más bajo), es un caso especial, y puede considerarse que constituye él solo el primer período. El segundo y tercer periodos de la tabla de Meyer comprendían siete elementos cada uno, y repetían la ley de Newlands de las octavas. Sin embargo, las dos ondas siguientes comprendían más de siete elementos, y esto demostraba claramente que Newlands había cometido un error. No se podía forzar a que la ley de las octavas se cumpliese estrictamente a lo largo de toda la tabla de elementos, con siete elementos en cada fila horizontal. Los últimos períodos tenían que ser más largos que los primeros.

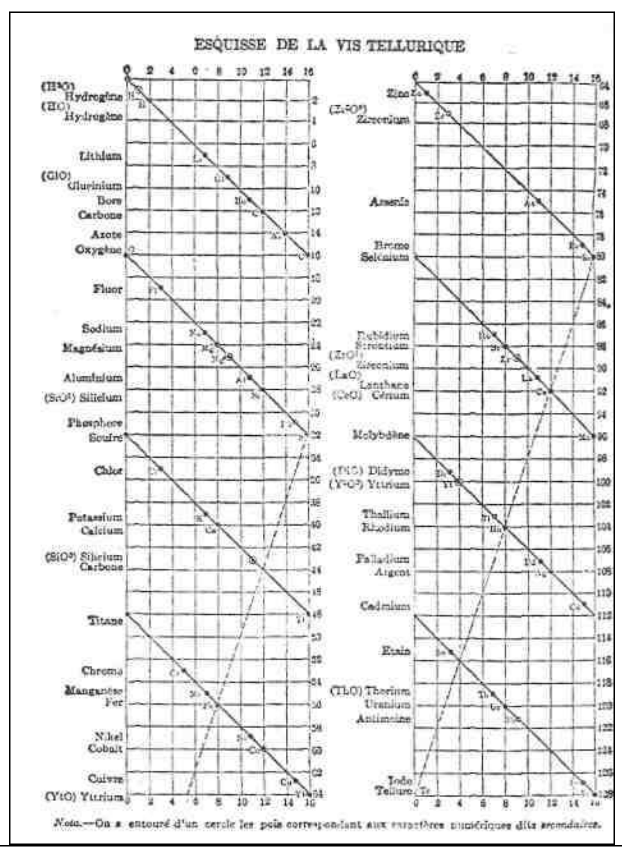


Fig. 14. Un trazo en espiral fue el resultado que obtuvo Beguyer de Chancourtois, en 1862, al ordenar los elementos por su peso atómico y relacionar los que poseían propiedades análogas.

Meyer publicó su trabajo en 1870, pero llegó demasiado tarde. Un año antes, el químico ruso Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907) había descubierto también el cambio en la longitud de los períodos de los elementos, pasando luego a demostrar las consecuencias de manera particularmente espectacular.

Mendeleiev estaba escribiendo su tesis en Alemania en la época en que se celebró el Congreso de Karlsruhe, y fue uno de los que escuchó y oyó a Cannizzaro sus opiniones sobre el peso atómico. De vuelta a Rusia, comenzó también él a estudiar la lista de elementos según su peso atómico creciente.

Mendeleiev atacó las cuestiones desde el punto de vista de la valencia (véase pág. 116). Observó que los primeros elementos de la lista mostraban un cambio progresivo en sus valencias. Es decir, el hidrógeno tenía una valencia de 1, el litio de 1, el berilio de 2, el boro de 3, el carbono de 4, el nitrógeno de 3, el azufre de 2, el flúor de 1, el sodio de 1, el magnesio de 2, el aluminio de 3, el silicio de 4, el fósforo de 3, el oxígeno de 2, el cloro de 1, y así sucesivamente.

La valencia subía y bajaba estableciendo períodos: en primer lugar, el hidrógeno solo; después, dos períodos de siete elementos cada uno; a continuación, períodos que contenían más de siete elementos. Mendeleiev utilizó su información para construir no un gráfico, como Meyer y Beguyer de Chancourtois habían hecho, sino una tabla como la de Newlands.

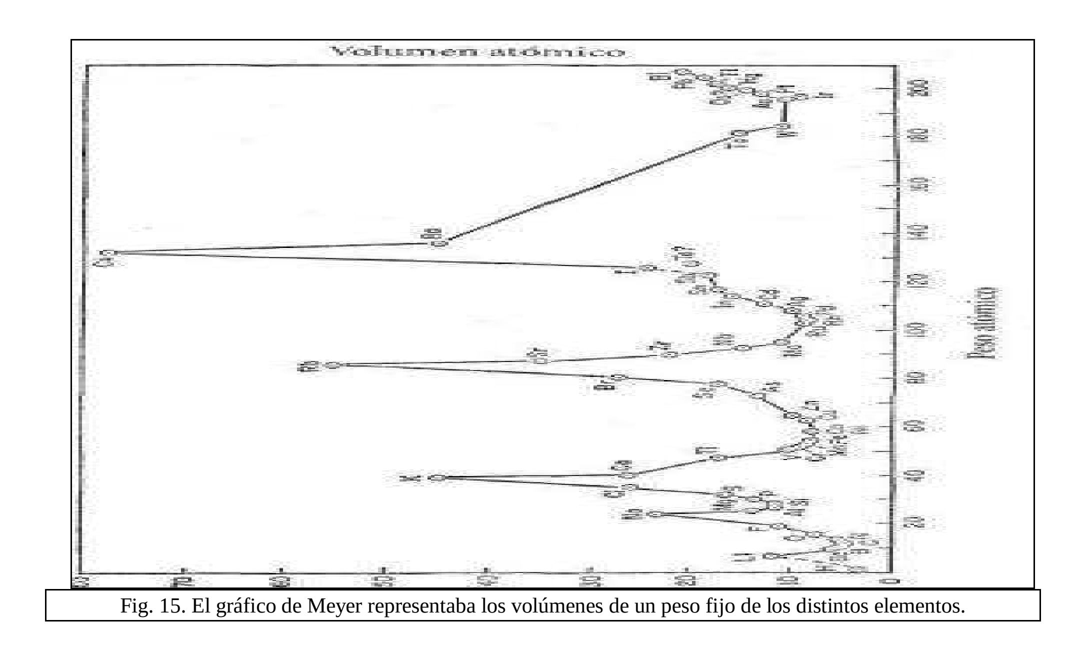


Fig. 15. El gráfico de Meyer representaba los volúmenes de un peso fijo de los distintos elementos.

Dicha *tabla periódica de elementos* era más clara y llamativa que un gráfico, y Mendeleiev evitó el error de Newlands de insistir en la repetición de períodos iguales.

Mendeleiev publicó su tabla en 1869, un año antes de que Meyer publicase su trabajo (véase figura 16). Pero la razón de que la mayor parte del mérito en el descubrimien to de la tabla periódica se le haya atribuido a él y no a los demás contribuyentes, no es sólo una cuestión de prioridad, sino que reside en el uso espectacular que Mendeleiev hizo de su tabla.

но въ ней, мнѣ кажется, уже ясно выражается примѣнимость выставляемаго мною начала ко всей совокупности элементовъ, пай которыхъ извѣстенъ съ достовѣрностію. На этотъ разъ я и желалъ преимущественно найдти общую систему элементовъ. Вотъ этотъ опытъ:

			Ti=50	Zr=90	?=180.
			V=51	Nb=94	Ta=182.
			Cr=52	Mo=96	W=186.
			Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4
			Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
			Ni=Co=59	Pl=106,6	Os=199.
H=1			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
	Be=9,4	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112	
	B=11	Al=27,4	?=68	Ur=116	Au=197?
	C=12	Si=28	?=70	Sn=118	
	N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210
	O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?	
	F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204
		Ca=40	Sr=87,6	Ba=137	Pb=207.
		?=45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75,6	Th=118?		

а потому приходится въ разныхъ рядахъ имѣть различное измѣненіе разностей чего нѣтъ въ главныхъ числахъ предлагаемой таблицы. Или же придется предполагать при составленіи системы очень много недостающихъ членовъ. То и другое мало выгодно. Мнѣ кажется притомъ, наиболѣе естественнымъ составить кубическую систему (предлагаемая есть плоскостная), но и попытки для ея образованія не повели къ надлежащимъ результатамъ. Слѣдующія двѣ попытки могутъ показать то разнообразіе сопоставленій, какое возможно при допущеніи основнаго начала, высказаннаго въ этой статьѣ.

Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	—	Tl
7	23	39	63,4	85,4	108	133		204
Be	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba	—	Pb
B	Al	—	—	—	Ur	—	—	Bi?
C	Si	Ti	—	Zr	Sn	—	—	—
N	P	V	As	Nb	Sb	—	Ta	—
O	S	—	Se	—	Te	—	W	—
F	Cl	—	Br	—	J	—	—	—
19	35,5	58	80	190	127	160	190	220.

Fig. 16.-Primera edición de la tabla periódica de los elementos de Mendeleiev, aparecida en *el Journal of the Russian Chemical Society,* en 1869.

Con el fin de que los elementos cumpliesen la condición de tener la misma valencia cuando estuviesen en una columna determinada, Mendeleiev se vio obligado en uno o dos casos a colocar un elemento de peso atómico ligeramente superior delante de otro de peso atómico inferior. Así, el teluro (peso atómico 17,6, valencia 2) tuvo que colocarlo delante del yodo (peso atómico 126,9, valencia 1) con el fin de mantener el teluro en la columna de valencia 2 y el yodo en la columna de valencia l[1].

Por si esto fuera poco, descubrió que era necesario dejar huecos enteros en su tabla. En lugar de considerar estos huecos como imperfecciones de la tabla, Mendeleiev los tomó intrépidamente como representantes de elementos todavía no descubiertos.

En 1871 se fijó de modo especial en tres huecos: los que quedaban junto a los elementos boro, aluminio y silicio en la tabla, tal como se había modificado aquel año. Llegó incluso a dar nombres a los elementos desconocidos, que -insistió- correspondían a aquellos huecos: eka-boro, eka-aluminio, eka-silicio («eka» es la palabra sánscrita que significa «uno»). También predijo varias propiedades de tales elementos, estimando que la predicción debía hacerse a partir de las propiedades de los elementos situados encima y debajo de los huecos de la tabla, siguiendo y completando así el razonamiento de Dobereiner.

El mundo de la química seguía siendo escéptico, y quizá hubiese continuado siéndolo si las audaces predicciones de Mendeleiev no se hubiesen verificado de modo espectacular. Este hecho se debió en primer lugar al uso de un nuevo instrumento químico: el espectroscopio.

Rellenando los huecos

En 1814, un óptico alemán, Joseph von Fraunhofer (1787-1826), estaba experimentando los excelentes prismas que él mismo fabricaba. Hacía que la luz pasase primero a través de una rendija, y a continuación a través de sus prismas tringulares de vidrio. Halló que la luz formaba un espectro de colores, cruzado por una serie de líneas oscuras. Contó unas seiscientas de estas líneas, anotando cuidadosamente sus posiciones.

Estas líneas estaban destinadas a proporcionar una sorprendente información a finales de la década de 1850, gracias al físico alemán Gustav Robert Kirchhoff (1824-87), trabajando en colaboración con el químico alemán Robert Wilhelms Bunsen (1811 -99).

La fuente básica de luz que usaban era el *mechero Bunsen,* inventado por Bunsen y conocido desde entonces por cualquier estudiante que se inicia en el laboratorio químico. Este ingenio quema una mezcla de gas y aire para producir una llama caliente y escasamente luminosa. Cuando Kirchhoff colocó cristales de diversos compuestos en la llama, ardieron con luz de diferentes colores. Al pasar esta luz a través del prisma se separaba en líneas luminosas.

Cada elemento, mostró Kirchhoff, produce un modelo característico de líneas luminosas cuando se calienta hasta la incandescencia, un modelo que es diferente del de cualquier otro elemento. Kirchhoff había inventado así un método de obtener la «huella dactilar» de cada elemento por la luz que producía al calentarlo. Una vez que los elementos fueron identificados, pudo dar la vuelta a su razonamiento y deducir los elementos de un cristal desconocido a partir de las líneas brillantes del espectro producido por éste. El ingenio utilizado para analizar los elementos de esta manera se llamó *espectroscopio* (ver figura 17).

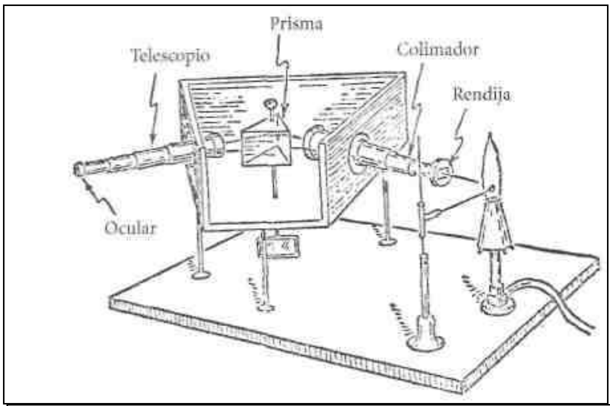


Fig 17. El espectroscopio, que se utilizó en el descubrimiento de diversos elementos, capacitó a los investigadores para comparar los espectros de líneas luminosas de los metales incandescentes.

Como sabemos en la actualidad, la luz se produce como resultado de ciertos fenómenos que ocurren dentro del átomo. En cada tipo de átomo este fenómeno se da de un modo particular. Por lo tanto, cada elemento emitirá luz de una cierta longitud de onda y no de otra.

Al incidir luz sobre vapor, esos mismos fenómenos que tienen lugar dentro de los átomos del vapor ocurren a la inversa. La luz de cierta longitud de onda es entonces absorbida en vez de emitida. Es más, puesto que en ambos casos están implicados los mismos fenómenos (en un sentido en un caso, en sentido contrario en el otro), las longitudes de onda de la luz absorbida por el vapor en un conjunto de condiciones determinado son exactamente las mismas que las que ese vapor particular emitiría bajo otro conjunto de condiciones.

Las líneas oscuras del espectro de la luz solar eran debidas muy probablemente a la absorción de la luz del cuerpo incandescente del Sol por los gases de su relativamente fría atmósfera. Los vapores de la atmósfera solar absorbían luz, y de la posición de las líneas oscuras resultantes podría deducirse qué elementos estaban presentes en la atmósfera solar.

El espectroscopio se usó para mostrar que el Sol (así como las estrellas y el material gaseoso interestelar) estaba formado por elementos idénticos a los de la Tierra. Esta conclusión desbarató finalmente la creencia de Aristóteles (véase pág. 21) de que los cuerpos celestes estaban hechos de sustancias de naturaleza distinta a aquellas de las que está formada la Tierra.

El espectroscopio ofrecía un nuevo y poderoso método para la detección de nuevos elementos. Si un mineral incandescente revelaba líneas espectrales pertenecientes a un elemento no conocido, parecía razonable suponer que estaba en juego un elemento nuevo.

Bunsen y Kirchhoff comprobaron hábilmente esta suposición cuando, en 1860, examinaron un mineral con líneas espectrales desconocidas y empezaron a estudiarlo por si se trataba de un nuevo elemento. Encontraron el elemento y probaron que era un metal alcalino, relacionado en sus propiedades con el sodio y el potasio. Lo llamaron *cesio,* del vocablo latino que significa «azul cielo», debido al color de la línea más prominente de su espectro. En 1861 repitieron su triunfo al descubrir otro metal alcalino más, el *rubidio,* de la palabra latina que significa rojo, de nuevo por el color de la línea del espectro.

Otros químicos empezaron a hacer uso de esta nueva herramienta. Uno de ellos fue el químico francés Paul Emile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912), que pasó quince años estudiando los minerales de su Pirineo natal por medio del espectroscopio. En 1875 rastreó ciertas líneas desconocidas y halló un nuevo elemento en el mineral de cinc. Lo llamó *galio,* de Galia (Francia).

Algún tiempo después preparó una cantidad suficiente del nuevo elemento para estudiar sus propiedades. Mendeleiev leyó la comunicación de Lecoq de Boisbaudran e inmediatamente señaló que el nuevo elemento no era sino su propio eka-aluminio. Una investigación posterior confirmó la identificación; la predicción de Mendeleiev de las propiedades del eka-aluminio correspondía en todo a las del galio.

Los otros dos elementos predichos por Mendeleiev se encontraron por medio de viejas técnicas. En 1879, un químico sueco, Lars Fredrick Nilson (1840-99), descubrió un nuevo elemento al que llamó *escandio* (de Escandinavia). Cuando sus propiedades fueron publicadas, uno de los colegas de Nilson, el químico sueco Per Theodor Cleve (1840-1905), señaló inmediatamente su parecido con la descripción del eka-boro de Mendeleiev.

Por último, en 1866, un químico alemán, Clemens Alexander Winkler (1838-

1904), analizando un mineral de plata, halló que todos los elementos conocidos que contenía alcanzaban solamente el 93 por 100 de su peso. Investigando el restante 7 por 100, encontró un nuevo elemento que llamó *germanio* (de Alemania). Éste venía a ser el eka-silicio de Mendeleiev.

Así, dentro de los quince años siguientes a la descripción por Mendeleiev de tres elementos desconocidos, todos habían sido descubiertos y se halló que sus descripciones coincidían con asombrosa exactitud. Nadie podía dudar, después de esto, de la validez o utilidad de la tabla periódica.

Los nuevos elementos por grupos

El sistema de Mendeleiev aún tenía que resistir el impacto del descubrimiento de nuevos elementos adicionales, para los que podría, o no podría, encontrarse sitio en la tabla periódica.

Ya en 1794, por ejemplo, el químico finlandés Johan Gadolin (1760-1852) había descubierto un nuevo óxido metálico (o *tierra)* en un mineral obtenido de la cantera de Ytterby, cerca de Estocolmo, Suecia. Como la nueva tierra era mucho menos corriente que otras como la sílice, caliza y magnesia, se le dio el nombre de *tierra rara.* Gadolin llamó a su óxido *iterbio,* por la cantera de procedencia; quince años después, se obtuvo el elemento *iterbio.* Los minerales de tierras raras se analizaron a mediados del siglo xix y se averiguó que contenían todo un grupo de elementos, los llamados *tierras raras.* El químico sueco Carl Gustav Mosander (1797-1858), por ejemplo, descubrió no menos de cuatro tierras raras a finales de los años 30 y comienzo de los 40 del pasado siglo. Eran el *lantano, erbio, terbio y didimio.* En realidad eran cinco, puesto que cuarenta años después, en 1885, el químico austríaco Carl Auer, Barón von Welsbach (1858-1929), halló que el didimio era una mezcla de dos elementos, que llamó *praseodimio* y *neodimio.* Lecoq de Boisbaudran descubrió otros dos, el *samario,* en 1879, y el *disprosio* en 1886. Cleve también descubrió dos: *holmio* y *tulio,* ambos en 1879. Hacia 1907, cuando el químico francés Georges Urbain (1872-1938) descubrió la tierra rara *lutecio,* se había descubierto ya un total de catorce de tales elementos.

Las tierras raras poseían propiedades químicas muy similares, y todas tenían una valencia de 3. Cabría suponer que deberían entrar todas en una única columna de la tabla periódica. Pero tal ordenamiento era imposible. Ninguna columna era suficientemente larga para contener catorce elementos. Además, las catorce tierras raras tenían unos pesos atómicos muy próximos. Sobre la base de los pesos atómicos debían colocarse todas ellas en una sola fila horizontal, en un solo período. Podía hacerse sitio para ellas en el sexto período, que era más largo que el cuarto y el quinto, igual que éstos eran más largos que el segundo y el tercero. La similitud en propiedades de las tierras raras permaneció, no obstante, sin explicar hasta 1920 (véase pág. 227). Hasta entonces, esa falta de explicación arrojó ciertas sombras sobre la tabla periódica.

Había otro grupo de elementos cuya existencia era completamente inesperada en tiempo de Mendeleiev, y que no causaron tantos problemas. En realidad, encajaron perfectamente en la tabla periódica.

El conocimiento relativo a ellos llegó con el trabajo del físico inglés John William Strutt, lord Rayleigh (1842-1919), en 1880, quien estaba midiendo con gran cuidado los pesos atómicos del oxígeno, hidrógeno y nitrógeno. En el caso del nitrógeno halló que el peso atómico variaba con la fuente del gas. El nitrógeno del aire parecía tener un peso atómico ligeramente más alto que el nitrógeno de los compuestos del suelo.

Un químico escocés, William Ramsay (1852-1916), se interesó en este problema y recordó que Cavendish (véase página 61), en un experimento olvidado hacía mucho,

había tratado de combinar el nitrógeno del aire con el oxígeno. Halló que al final se liberaban unas burbujas de un gas que no podía combinarse con el oxígeno en ninguna circunstancia. Esas burbujas finales podrían no haber sido nitrógeno. ¿Sería que el nitrógeno, tal como se extrae normalmente del aire, contiene otro gas levemente más denso a modo de impureza, y que fuese ese gas el que hacía que el nitrógeno del aire pareciese un poco más pesado de lo que cabría esperar?

En 1894, Ramsay repitió el experimento de Cavendish y aplicó unos instrumentos analíticos que éste no poseía. Ramsay calentó las burbujas finales de gas que no podía reaccionar, y estudió las líneas luminosas de su espectro. Las líneas más fuertes estaban en posiciones que coincidían con las de un elemento desconocido. Se trataba en consecuencia de un nuevo gas, más denso que el nitrógeno, que constituía alrededor del 1 por 100 del volumen de la atmósfera. Era químicamente inerte y no se le podía hacer reaccionar con ningún otro elemento, así que fue denominado *argón*, de la palabra griega que significa «inerte».

Fig. 18. Hoy día, la tabla periódica ordena los elementos por su número atómico (el número de protones existentes en el núcleo) e incluye los elementos descubiertos desde la época de Mendeleiev, y los producidos artificialmente desde la Segunda Guerra Mundial.

El argón resultó tener un peso atómico justo por debajo de 40. Esto significaba que debía encajarse en alguna parte de la tabla periódica hacia la región de los siguientes elementos: azufre (peso atómico 32), cloro (peso atómico 35,5), potasio (peso atómico 39) y calcio (peso atómico justo por encima de 40).

Si el peso atómico del argón fuese la sola condición a tener en cuenta, el nuevo elemento debería haber ido entre el potasio y el calcio. Pero Mendeleiev había establecido el principio de que la valencia era más importante que el peso atómico (véase pág. 140). Ya que el argón no se combinaba con ningún elemento, podía decirse que tenía una valencia de 0. ¿Cómo encajar esto?

La valencia del azufre es 2, la del cloro 1, la del potasio 1, y la del calcio 2. La progresión de la valencia en esa región de la tabla periódica es 2,1,1,2. Una valencia de 0 encajaría claramente entre los dos unos: 2,1,0,1,2. Por tanto el argón no podía existir solo. Tenía que haber una familia de *gases inertes,* cada uno de ellos con una valencia de 0. Tal familia encajaría limpiamente entre la columna que contiene los halógenos (cloro, bromo, etc.) y la de los metales alcalinos (sodio, potasio, etcétera), todos ellos con una valencia de 1.

Ramsay empezó a investigar. En 1895 supo que en los Estados Unidos se habían obtenido muestras de un gas (que se había tomado por nitrógeno) a partir de un mineral de uranio. Ramsay repitió el trabajo y halló que el gas, examinado al espectroscopio, mostraba líneas que no pertenecían ni al nitrógeno ni al argón. Lo más sorprendente era que en lugar de ellos se trataba de las líneas que había observado en el espectro solar el astrónomo francés Pierre Jules César Janssen (1824-1907) durante un eclipse solar ocurrido en 1868. En aquel entonces, el astrónomo inglés Joseph Norman Lockyer (1836-1920) las había atribuido a un nuevo elemento que denominó *helio,* de la palabra griega que significa Sol.

Los químicos habían prestado en general poca atención en aquel tiempo al descubrimiento de un elemento desconocido en el Sol, basado en una prueba tan frágil como la espectroscopia. Pero el trabajo de Ramsay demostró que ese mismo elemento existía en la Tierra, y mantuvo el nombre dado por Lockyer. El helio es el más ligero de los gases nobles, y, después del hidrógeno, el elemento de menor peso atómico.

En 1898, Ramsay hirvió aire líquido cuidadosamente buscando muestras de gases inertes, que él esperaba burbujeasen primero. Encontró tres, que llamó *neón* («nuevo»), *criptón* («oculto») *y xenón* («extranjero»).

Los gases inertes fueron considerados al principio como mera curiosidad, de interés solamente para químicos encerrados en su torre de marfil. Pero en investigaciones que comenzaron en 1910, el químico francés Georges Claude (1870-1960) mostró que una corriente eléctrica forzada a través de ciertos gases como el neón producía una luz suave y coloreada.

Los tubos llenos con dicho gas podían moldearse formando las letras del alfabeto, palabras o dibujos. En la década de 1940 las bombillas de luz incandescente de la celebrada Great White Way y otros centros de diversión semejantes de la ciudad de Nueva York fueron reemplazadas por *luces de neón.*

9. Química física

Calor

En los siglos xvii y xviii, los mundos de la química y la física parecían mutuamente bien delimitados. La química era el estudio de aquellos cambios que implicaban alteraciones en la estructura molecular. La física era el estudio de los cambios que no implicaban dichas alteraciones.

En la primera parte del siglo xix, mientras Davy (ver página 96) se ocupaba en alterar la ordenación molecular de los compuestos inorgánicos y Berthelot (pág. 103) en alterar la de los compuestos orgánicos, los físicos estaban estudiando el flujo de calor. Este estudio del flujo de calor se denominó *termodinámica* (de las palabras griegas que significan «movimiento de calor»).

Sobresalientes en este campo fueron el físico inglés James Prescott Joule (1818-89) y los físicos alemanes Julius Robert von Mayer (1814-78) y Hermann Ludwig Ferdinand von Helmholtz (1821-94). En la década de 1840 su trabajo puso en claro que en las vicisitudes sufridas por el calor y otras formas de energía, no se destruye ni se crea energía. Este principio se llamó la *ley de conservación de le energía, o primer principio de la termodinámica.*

Vinieron después los trabajos del físico francés Nicolás Léonard Sadi Carnot (1796-1832), del físico inglés William Thomson, posteriormente Lord Kelvin (1824-1907), y del físico alemán Rudolf Julius Emanuel Clausius (1822-88). Se demostró que el calor, abandonado a sí mismo, fluye espontáneamente desde un punto a mayor temperatura hacia otro a menor temperatura, y que a partir del calor se puede obtener trabajo solamente cuando existe tal flujo de calor a través de una diferencia de temperaturas. Esta inferencia fue generalizada para aplicarla a cualquier forma de energía que fluye desde un punto de mayor intensidad hacia otro de menor intensidad.

Clausius ideó en 1850 el término *entropía* para designar la proporción entre el calor contenido en un sistema aislado y su temperatura absoluta. Demostró que en cualquier cambio espontáneo de energía la entropía del sistema se incrementa. Este principio se llamó *segundo principio de la termodinámica.*

Tales avances en el terreno de la física no podían aislarse de la química. Después de todo, aparte del Sol, la mayor fuente de calor en el mundo del siglo xix residía en reacciones químicas como la combustión de la madera, carbón o petróleo.

Otras reacciones químicas también desarrollaban calor, como por ejemplo, la neutralización de ácidos por bases (véase pág. 78). De hecho, todas las reacciones químicas implican algún tipo de transferencia térmica, bien de emisión de calor (y a veces de luz) al entorno, bien de absorción de calor (y a veces de luz) desde el entorno.

En 1840 los mundos de la química y de la física se unieron y comenzaron a marchar juntos con el trabajo de un químico ruso-suizo, Germain Henri Hess (1802-1850). Hess dio a conocer los resultados de cuidadosas medidas que había tomado sobre la cantidad de calor desarrollada en las reacciones químicas entre cantidades fijas de algunas sustancias. Logró demostrar que la cantidad de calor producida (o absorbida) en el paso de una sustancia a otra era siempre la misma, no importando por qué ruta química había ocurrido el cambio, ni en cuántas etapas. Debido a esta generalización *(ley de Hess),* Hess es considerado en ocasiones como el fundador de la *termoquímica* (química del calor).

Basándose en la ley de Hess, parecía altamente probable que la ley de conservación de la energía se aplicase tanto a los cambios químicos como a los cambios físicos. En realidad, generalizando más, las leyes de la termodinámica debían cumplirse probablemente tanto en la química como en la física.

Esta línea de experimentación y razonamiento sugería que las reacciones químicas -como los procesos físicos- tienen una dirección inherente y espontánea en la que la entropía crece. Pero la entropía es una cantidad difícil de medir directamente, y los químicos buscaron otro criterio más simple que pudiera servir como medida de esa «fuerza impulsora».

En los años 1860-69, Berthelot, que había hecho tan importantes trabajos en síntesis orgánica (véase pág. 103), volvió su atención hacia la termoquímica. Ideó métodos para efectuar reacciones químicas dentro de cámaras cerradas rodeadas por agua a temperatura conocida. A partir del incremento en la temperatura del agua circundante al finalizar la reacción, podía medirse la cantidad de calor desarrollada por la misma.

Utilizando este tipo de *calorímetro* (de la palabra latina que significa «medida de calor»), Berthelot obtuvo determinaciones cuidadosas de la cantidad de calor desarrollada por cientos de diferentes reacciones químicas. Independientemente, el químico danés Hans Peter Jórgen Julius Thomsen (1826-1909) hizo experimentos semejantes.

Berthelot pensaba que las reacciones que liberaban calor eran espontáneas, mientras que aquellas que absorbían calor no lo eran. Puesto que toda reacción que liberaba calor tenía que absorberlo al desarrollarse en dirección contraria (Lavoisier y Laplace, véase pág. 71), fueron los primeros en expresar tales opiniones), cualquier reacción química sólo podría ocurrir espontáneamente en una dirección, liberando calor en el proceso.

Como ejemplo digamos que cuando se combinan hidrógeno y oxígeno para formar agua, la reacción libera una gran cantidad de calor. Esta reacción es espontánea, y, una vez iniciada, llega rápidamente a su fin, a veces con violencia explosiva.

Por el contrario, la reacción inversa de descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno requiere una aportación de energía. La energía puede suministrarse en forma de calor, o mejor aún de electricidad. No obstante, dicha ruptura de la molécula de agua no es espontánea. No parece que ocurra nunca a menos que se suministre energía, e incluso en ese caso la reacción cesa en el momento en que se interrumpe el flujo de energía.

Pero aunque la generalización de Berthelot parece plausible a primera vista, es errónea. En primer lugar, no todas las reacciones espontáneas liberan calor. Algunas absorben tanto calor que mientras se llevan a cabo la temperatura del medio ambiente desciende.

En segundo lugar, existen *reacciones reversibles.* En éstas, las sustancias A y B pueden reaccionar espontáneamente y convertirse en las sustancias C y D, mientras que C y D pueden, también espontáneamente, reaccionar en sentido inverso, hasta llegar a A y B. Y todo ello ocurre a pesar de que el calor liberado en la reacción que transcurre en un sentido debe absorberse en la reacción inversa. Un ejemplo simple es el del yoduro de hidrógeno, que se descompone en una mezcla de hidrógeno y yodo. La mezcla es capaz de recombinarse para formar yoduro de hidrógeno. Esto puede escribirse en forma de ecuación: 2HI <==> H_2 +I_2. La doble flecha indica que es una reacción reversible.

Las reacciones reversibles se conocían ya en el tiempo de Berthelot. Fueron cuidadosamente estudiadas por primera vez en 1850, por Williamson, durante el trabajo que le condujo a sus conclusiones relativas a los éteres (véase página 114). Halló situaciones en las que, empezando con una mezcla de A y B se formaban las sustancias C y D. Si en lugar de ello empezaba con una mezcla de C y D, se formaban las sustancias A y B. En cualquiera de los casos, existiría al final una mezcla de A, B, C y D, en proporciones aparentemente fijas. La mezcla estaría en *equilibrio.*

Pero Williamson no creía que porque la composición de la mezcla fuese aparentemente fija, no sucediera nada. Creyó que A y B reaccionaban para formar C y D, mientras que C y D reaccionaban para formar A y B. Ambas reacciones se hallaban progresando continuamente, pero cada una neutralizaba los efectos de la otra, dando la ilusión de un equilibrio. Esta condición era un *equilibrio dinámico.*

El trabajo de Williamson marcó el comienzo del estudio de la *cinética química*, esto es, el estudio de las velocidades de las reacciones químicas. A partir del trabajo de Williamson estaba bastante claro que algo más que la mera evolución del calor dictaba la espontaneidad de una reacción química. Este «algo más» estaba siendo investigado ya en la época en que Berthelot y Thomsen realizaban sus innumerables mediciones calorimétricas, pero desgraciadamente el tema permaneció enterrado bajo una lengua poco conocida.

Termodinámica química

En 1863 los químicos noruegos Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) y Peter Waage (1833-1900) publicaron un folleto que trataba del sentido de las reacciones espontáneas. Volvían a la sugerencia, hecha medio siglo antes por Berthollet (véase pág. 79), de que el sentido de una reacción dependía de la masa de las sustancias individuales que tomaban parte en ella.

Gulberg y Waage pensaban que la sola masa no constituía toda la respuesta. Más bien era cuestión de la cantidad de masa de una sustancia determinada que se acumulaba en un volumen dado de la mezcla reaccionante, en otras palabras, de la *concentración* de la sustancia.

Supongamos que A y B pueden reaccionar para formar C y D, y que asimismo C y D pueden hacerlo para formar A y B. Esta doble reacción puede representarse de esta forma: A+B<==>C+D.

Tal situación es un ejemplo de una de las reacciones reversibles de Williamson, y llega al equilibrio en unas condiciones en que A, B, C y D se encuentran todas ellas en el sistema. El punto de equilibrio depende de la velocidad a la que reaccionan A y B (velocidad 1) comparada con la velocidad a la que reaccionan C y D (velocidad 2).

Supongamos que la velocidad 1 es mucho mayor que la 2. En este caso, A y B reaccionarán rápidamente, produciendo una cantidad considerable de C y D, mientras que C y D reaccionarán lentamente y producirán una cantidad pequeña de A y B. En poco tiempo, la mayor parte de A y B se habrá convertido en C y D, pero no así a la inversa. Cuando la reacción alcance el equilibrio, C y D predominarán en la mezcla. Fijándonos en la ecuación anterior podremos decir que el punto de equilibrio está «desplazado hacia la derecha».

Lo contrario se cumple cuando la velocidad 2 es mucho mayor que la 1. En este caso, C y D reaccionarán para producir A y B mucho más rápidamente de lo que reaccionarán A *y* B para producir C y D. En el equilibrio, A y B dominarán en la mezcla. El punto de equilibrio estará entonces «desplazado hacia la izquierda».

Pero la velocidad 1 depende de la frecuencia con que una molécula de A colisiona con una molécula de B, ya que sólo en base a esta colisión puede ocurrir la reacción, y ni siquiera entonces ocurrirá siempre. Asimismo, la velocidad 2 depende de la frecuencia con que una molécula de C colisiona con una molécula de D.

Supongamos entonces que se añade más A o B (o ambas) al sistema sin cambiar su volumen. La concentración de A o B (o ambas) ha aumentado, y existe ahora una mayor probabilidad de colisión entre ellas (del mismo modo que existe una mayor probabilidad de colisión de automóviles cuando una autopista está llena a una hora

punta que cuando está relativamente vacía a media mañana).

Así, pues, al incrementar la concentración de A o de B o de ambas, incrementa la velocidad 1; al disminuir la concentración disminuirá la velocidad del mismo modo, un incremento en la concentración de C o D, o de ambas, aumentará la velocidad 2. Alterando la velocidad 1 o la 2, se puede alterar la composición de la mezcla en equilibrio. Si se altera la concentración de cualquiera de las sustancias participantes, cambiará la posición del punto de equilibrio.

Aunque las concentraciones de A, B, C y D en el equilibrio podían modificarse en la medida en que uno o más de dichos componentes se añadiesen o se extrajesen de la mezcla, Guldberg y Waage hallaron que podía definirse un factor invariable. En el equilibrio, la razón entre el producto de las concentraciones de las sustancias existentes a un lado de la doble flecha y el producto de las concentraciones al otro lado de la doble flecha, permanece constante.

Supongamos que representamos la concentración de una sustancia dada con el símbolo de ésta entre corchetes. Podemos decir entonces, respecto a la reacción que estamos tratando, que en el equilibrio:

$$\frac{[C]\,[D]}{[A]\,[B]} = K$$

El símbolo K representa la *constante de equilibrio,* característica de una reacción reversible dada que se desarrolla a temperatura fija.

La *ley de acción de masas* de Gutdberg y Waage fue una guía adecuada para la comprensión de las reacciones reversibles, mucho más que lo fuera la falsa sugerencia de Berthelot. Desgraciadamente, Guldberg y Waage publicaron su trabajo en noruego, y permaneció desconocido hasta 1879, año en que se tradujo al alemán.

Entre tanto, el físico americano Josiah Willard Gibbs (1839-1903) estaba aplicando sistemáticamente las leyes de la termodinámica a las reacciones químicas y publicó una serie de largos trabajos sobre el tema entre los años 1876 y 1878.

Gibbs desarrolló el concepto de *energía libre,* una magnitud que incorporaba en sí misma tanto el contenido de calor como la entropía. En cualquier reacción química la energía libre del sistema cambiaba. Cuando la energía libre descendía, la entropía aumentaba siempre, y la reacción era espontánea. (La utilidad de la energía libre reside en el hecho de que su variación es más fácil de medir que la variación de entropía.) El cambio en el contenido de calor dependía de la cantidad exacta en que la energía libre descendía en una reacción espontánea, de modo que se liberaba calor. Pero ocasionalmente el cambio de energía libre y entropía era tal que el contenido de calor aumentaba, y entonces la reacción, aunque espontánea, absorbía energía.

Gibbs también demostró que la energía libre de un sistema cambiaba algo al variar la concentración de las sustancias que componían el sistema. Supongamos que la energía libre de A + B no es muy diferente de la de C + D. En ese caso, las pequeñas modificaciones introducidas por cambios en la concentración pueden ser suficientes para hacer la energía libre de A + B mayor que la de C + D a determinadas concentraciones, y menor a otras. La reacción puede avanzar espontáneamente en un sentido para una serie de concentraciones, y en el sentido opuesto para otras (también espontáneamente).

La velocidad de variación de la energía libre varía a medida que la concentración de una sustancia determinada es el *potencial químico* de dicha sustancia, y Gibbs logró demostrar que era el potencial químico el que actuaba como «fuerza directora» en las reacciones químicas. Una reacción química variaba espontáneamente

desde un punto de alto potencial químico a otro de bajo potencial, así como el calor fluía espontáneamente desde un punto de alta temperatura a otro de baja temperatura.

De este modo, Gibbs dio significado a la ley de acción de masas, ya que demostró que en el equilibrio la suma de los potenciales químicos de todas las substancias implicadas era mínima. Si se comenzaba con A + B, la «cima» de potencial químico descendía a medida que se formaba C + D. Si se empezaba con C + D, aquélla descendía a medida que se formaba A + B. En el equilibrio, se había alcanzado la parte más baja del «valle de energía» entre las dos «cimas».

Gibbs continuó aplicando los principios de la termodinámica a los equilibrios entre fases diferentes (líquido, sólido y gas) incluidas en un sistema químico determinado. Por ejemplo, el agua líquida y el vapor de agua (un componente, dos fases) pueden existir juntos a diferentes temperaturas y presiones, pero si se fija la temperatura, la presión queda fijada también. El agua líquida, el vapor de agua y el hielo (un componente, tres fases) pueden existir juntos solamente a una temperatura y presión determinadas.

Gibbs elaboró una ecuación simple, la *regla de las fases*, que permitía predecir la forma en que la temperatura, la presión y las concentraciones de los distintos componentes podían variarse en todas las combinaciones de componentes y fases.

Así se fundó la *termodinámica química*, con tal detalle y perfección que poco les quedaba por hacer a los sucesores de Gibbs[1]. No obstante, a pesar de la importancia fundamental y la notable elegancia del trabajo de Gibbs, no fue reconocido inmediatamente en Europa, ya que se publicó en una revista americana ignorada por los especialistas europeos en la materia.

Catálisis

En el último cuarto del siglo xix, Alemania iba a la cabeza del mundo en el estudio de los cambios físicos asociados a las reacciones químicas. El científico más importante en este campo de la *química física* fue el químico ruso-germano Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932). Gracias a él más que a ninguna otra persona, la química física llegó a ser reconocida como una disciplina con derecho propio. Hacia 1887 había escrito el primer libro de texto sobre el tema, y fundó la primera revista dedicada exclusivamente a la materia.

Nada más lógico que Ostwald se hallara entre los primeros europeos que descubrieron y apreciaron el trabajo de Gibbs, traduciendo sus comunicaciones sobre termodinámica química al alemán en 1892. Ostwald procedió casi inmediatamente a poner en práctica las teorías de Gibbs en relación con el fenómeno de la *catálisis*.

Catálisis (una palabra sugerida por Berzelius en 1835) es un proceso en el cual la velocidad de una reacción química determinada es acelerada, en ocasiones enormemente, por la presencia de pequeñas cantidades de una sustancia que no parece tomar parte en la reacción. Así, el polvo de platino cataliza la adición del hidrógeno al oxígeno y a diversos compuestos orgánicos, tal como descubrió Davy (el que aisló el sodio y el potasio) en 1816. Por otro lado, un ácido cataliza la descomposición en unidades simples de varios compuestos orgánicos, como demostró por primera vez G. S. Kirchhoff en 1812 (véase pág. 104). Al final de la reacción, el platino o el ácido están todavía presentes en la cantidad original.

En 1894, Ostwald preparó un resumen de un trabajo de otro autor sobre el calor de combustión de los alimentos y lo publicó en su propia revista. Discrepaba totalmente de las conclusiones del autor, y para reforzar su desacuerdo discutía la catálisis.

Apuntaba que las teorías de Gibbs hacían suponer que los catalizadores

aceleraban esas reacciones sin alterar las relaciones energéticas de las sustancias implicadas y mantenía que el catalizador debía combinarse con las sustancias reaccionantes para formar un compuesto intermedio que se descomponía, dando el producto final. La ruptura del compuesto intermedio liberaría el catalizador, que recuperaría así su forma original.

Sin la presencia de este compuesto intermedio formado con el catalizador, la reacción se produciría mucho más lentamente, a veces tanto que sería imperceptible. Por consiguiente, el efecto del catalizador era acelerar la reacción sin consumirse él mismo. Además, como una misma molécula de catalizador se utilizaba una y otra vez, bastaba con una pequeña cantidad de éste para acelerar la reacción de una cantidad muy grande de reaccionantes.

Este concepto de la catálisis sigue todavía en pie y ha contribuido a explicar la actividad de los catalizadores proteicos (o enzimas) que controlan las reacciones químicas en los tejidos vivos[2].

Ostwald fue un seguidor de los principios del físico y filósofo austríaco Ernst Mach (1838-1916), quien creía que los científicos debían tratar sólo de materias que fuesen directamente mensurables, y no debían crear «modelos» basados en pruebas indirectas. Por esta razón, Ostwald rehusó aceptar la realidad de los átomos, ya que no existían pruebas directas de su existencia. Fue el último científico importante que se resistió a la teoría atómica (aunque no negaba su utilidad, por supuesto).

Y aquí hizo su aparición en escena el tema del movimiento browniano. Este fenómeno, que implica el movimiento rápido e irregular de pequeñas partículas suspendidas en agua, fue observado por primera vez en 1827 por un botánico escocés, Robert Brown (1773-1858).

El físico germano-suizo Albert Einstein (1879-1955) demostró en 1905 que este movimiento puede atribuirse al bombardeo de las partículas por moléculas de agua. Como en un momento dado puede haber más moléculas golpeando desde una dirección que desde otra, las partículas serán impulsadas ahora hacia acá, ahora hacia allá. Einstein elaboró una ecuación para calcular el tamaño real de las moléculas de agua después de medir ciertas propiedades de las partículas en movimiento.

Un físico francés, Jean Baptiste Perrin (1870-1942), hizo las medidas necesarias en 1908, y obtuvo la primera estimación segura del diámetro de las moléculas y, por tanto, de los átomos. Dado que el movimiento browniano era una observación razonablemente directa de los efectos de las moléculas individuales, hasta el mismo Ostvald tuvo que abandonar su oposición a la teoría atómica[3].

Tampoco fue Ostwald el único que reconoció el valor de Gibbs en la década de 1890-99. El físico-químico holandés Hendrik Willem Bakhuis Roozebomm (1854-1907) difundió la regla de las fases de Gibbs por toda Europa, y lo hizo del modo más eficaz.

Además, el trabajo de Gibbs fue traducido al francés en 1899 por Henri Louis Le Chatelier (1850-1936). Le Chatelier, un físico-químico, es más conocido en la actualidad por su enunciado, en el año 1888, de una regla, que se conoce todavía como *el principio de Le Chatelier*. Esta regla puede establecerse así: cada cambio de uno de los factores de un equilibrio supone un reajuste del sistema en el sentido de reducir al mínimo el cambio original.

En otras palabras, si se incrementa la presión en un sistema en equilibrio, éste se reajusta de manera que ocupe el menor espacio posible y disminuya así la presión. Si se eleva la temperatura, sobreviene un cambio que absorbe calor, y por consiguiente baja la temperatura. Como se puso de manifiesto, la termodinámica química de Gibbs explicaba limpiamente el principio de Le Chatelier.

El tardío descubrimiento de Gibbs por los europeos no impidió el cabal desarrollo de la física química, pues muchos de los descubrimientos de Gibbs fueron hechos independientemente, durante la década de 1880-89, por Van't Hoff, que previamente se había dado a conocer en el mundo de la química con el átomo de carbono tetraédrico (véase página 125).

A Van't Hoff sólo le aventajaba Ostwald en el campo de la química física. Trabajó en especial sobre problemas de soluciones. Hacia 1886 logró demostrar que las moléculas de sustancias disueltas, moviéndose al azar a través de la masa de líquido, se comportan en cierto sentido de acuerdo con las reglas que rigen el comportamiento de los gases.

El nuevo estudio de la química física relacionaba las reacciones químicas no sólo con el calor, sino más bien con la energía en general. La electricidad, por ejemplo, podía producirse por reacciones químicas y originar, a su vez, reacciones químicas.

Walther Hermann Nernst, un alemán (1864-1941), aplicó los principios de la termodinámica a las reacciones químicas que ocurrían en una batería. En 1889 demostró que las características de la corriente producida pueden usarse para calcular el cambio de energía libre en las reacciones químicas que producen corriente.

La luz era otra forma de energía que podía producirse en una reacción química y, como se descubrió incluso antes del siglo xix, podía a su vez inducir reacciones químicas. En particular, la luz podía descomponer algunos compuestos de plata, liberando granos negros de plata metálica. El estudio de tales reacciones inducidas por la luz se llamó *fotoquímica* («química de la luz»).

En la década de 1830-39, la acción de la luz solar sobre la plata había permitido desarrollar una técnica para grabar imágenes. Una carga de un compuesto de plata sobre un vidrio plano (posteriormente sobre una película flexible) se expone brevemente por medio de una lente de enfoque, ante una escena a la luz del sol. Los distintos puntos del compuesto de plata son expuestos a diferentes cantidades de luz, de acuerdo con la cantidad reflejada desde este o aquel punto de la escena. La breve exposición a la luz incrementa la tendencia del compuesto de plata a reducirse a plata metálica; cuanto más brillante es la luz, tanto más marcada es esa tendencia.

El compuesto de plata se trata después con reactivos que llevan a cabo la reducción a plata metálica. La región expuesta a luz brillante completa la reducción mucho más rápidamente. Si el «revelado» se detiene en el momento correcto, el cristal plano quedará cubierto por zonas oscuras (granos de plata) y zonas claras (compuestos de plata intactos) que constituyen un negativo de la escena original.

A través de posteriores procesos ópticos y químicos que no necesitan describirse aquí se obtiene finalmente una representación gráfica real de la escena. El proceso se llamó *fotografía* («escritura con luz»). Muchos hombres contribuyeron a la nueva técnica, figurando entre ellos el físico francés Joseph Nicéphore Niepcé (1765-1833), el artista francés Louis Jacques Mandé Daguerre (1789-1851) y el inventor inglés William Henry Fox Talbot (1800-77).

Sin embargo, lo más interesante era que la luz podía comportarse casi como un catalizador. Una pequeña cantidad de luz era capaz de inducir a una mezcla de hidrógeno y cloro a reaccionar con violencia explosiva, mientras que en la oscuridad no ocurría ninguna reacción.

La explicación de esta drástica diferencia de comportamiento fue finalmente propuesta por Nernst en 1918. Una pequeña cantidad de luz basta para romper una molécula de cloro en dos átomos de cloro. Un átomo de cloro (mucho más activo solo que formando parte de una molécula) quita un átomo de hidrógeno a la molécula de hidrógeno, para formar una molécula de cloruro de hidrógeno. El otro átomo de

hidrógeno, aislado, arrebata un átomo de cloro de una molécula de cloro; el átomo de cloro que queda arranca un hidrógeno de una molécula de hidrógeno, y así sucesivamente.

La pequeñísima cantidad originaria de luz es así responsable de una *reacción fotoquímica en cadena,* que conduce a la formación explosiva de una gran cantidad de moléculas de cloruro de hidrógeno.

Disociación iónica

Junto a Ostwald y Van't Hoff estaba otro maestro de la naciente química física, el químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927). Siendo estudiante, Arrhenius dirigió su atención a los electrolitos: esto es, a aquellas disoluciones capaces de transportar una corriente eléctrica.

Faraday había establecido las leyes de la electrólisis, y a juzgar por ellas parecía que la electricidad, igual que la materia, podía existir en forma de pequeñas partículas (véase pág. 99). Faraday había hablado de iones, que podían considerarse como partículas que transportaban electricidad a través de una disolución. Sin embargo, durante el medio siglo siguiente, ni él ni nadie más se aventuró a trabajar seriamente sobre la naturaleza de aquellos iones. Lo cual no significó, sin embargo, que no se hiciese ningún trabajo valioso. En 1853, el físico alemán Johann Wilhelm Hittorf (1824-1914) señaló que algunos iones viajaban más rápidamente que otros. Esta observación condujo al concepto de *número de transporte,* la velocidad a la que los distintos iones transportaban la corriente eléctrica. Pero el cálculo de esta velocidad no resolvía la cuestión de la naturaleza de los iones.

Arrhenius encontró la manera de abordar el asunto gracias al trabajo del químico francés Francois Marie Raoult (1830-1901). Como Van't Hoff, Raoult estudió las disoluciones. Sus estudios culminaron en 1887, con el establecimiento de lo que ahora se llama *ley de Raoult:* la presión de vapor parcial del solvente en equilibrio con una disolución es directamente proporcional a la fracción molar del solvente.

Sin entrar en la definición de fracción molar, baste decir que esta regla permitió estimar el número relativo de partículas (ya fueran átomos, moléculas, o los misteriosos iones)

de la sustancia disuelta (el *soluto) y* del líquido en el que estaba disuelta (el *disolvente).*

En el curso de esta investigación, Raoult había medido los puntos de congelación de las disoluciones. Tales puntos de congelación eran siempre más bajos que el punto de congelación del disolvente puro. Raoult logró mostrar que el punto de congelación descendía en proporción al número de partículas de soluto presentes en la disolución.

Pero aquí surgía un problema. Era razonable suponer que cuando una sustancia se disuelve en agua, pongamos por caso, dicha sustancia se rompe en moléculas separadas. Efectivamente, en el caso de no-electrolitos como el azúcar, el descenso del punto de congelación cumplía dicha suposición. Sin embargo, cuando se disolvía un electrolito como la sal común (ClNa), el descenso del punto de congelación era el doble de lo que cabía esperar. El número de partículas presentes era el doble del número de moléculas de sal. Si se disolvía cloruro bárico (Cl_2Ba), el número de partículas presentes era tres veces el número de moléculas.

La molécula de cloruro sódico está formada por dos átomos, y la de cloruro bárico por tres. Así pues, Arrhenius pensó que al disolver determinadas moléculas en un disolvente como el agua, se descomponían en átomos separados. Además, puesto que

tales moléculas, una vez rotas, conducían una corriente eléctrica (pero no así las moléculas como el azúcar, que no se descomponen), Arrhenius sugirió que las moléculas no se rompían (o «disociaban») en átomos ordinarios, sino en átomos que llevaban una carga eléctrica.

Arrhenius propuso que los iones de Faraday eran simplemente átomos (o grupos de átomos) que llevan una carga eléctrica positiva o negativa. Los iones, o eran los «átomos de electricidad», o portaban a los «átomos de electricidad». (La última alternativa demostró posteriormente ser la correcta.) Arrhenius utilizó su teoría de la *disociación iónica* para dar cuenta de numerosos hechos de electroquímica.

Las ideas de Arrhenius, propuestas en su tesis doctoral en 1884, chocaron con una resistencia considerable; su tesis estuvo a punto de ser rechazada. Pero Ostwald, impresionado, ofreció un puesto a Arrhenius y le animó a proseguir su trabajo en química física.

En 1889, Arrhenius hizo otra fructífera sugerencia. Señaló que las moléculas, al chocar, no tenían por qué reaccionar, a no ser que chocasen con una cierta energía mínima, una *energía de activación.* Cuando esta energía de activación es baja, las reacciones ocurren rápida y fácilmente. En cambio, una elevada energía de activación mantendría la reacción a una velocidad ínfima.

Pero si en este último caso la temperatura se elevase tanto que un cierto número de moléculas recibieran la necesaria energía de activación, la reacción procedería súbita y rápidamente, a veces con violencia explosiva. La explosión de una mezcla de hidrógeno y oxígeno cuando se alcanza la *temperatura de ignición* constituye un ejemplo de ello.

Ostwald utilizó este concepto provechosamente para elaborar su teoría de la catálisis. Señaló que la formación de un compuesto intermedio a partir del catalizador (véase página 163) requería una menor energía de activación que la necesaria para la formación directa del producto final.

Más sobre los gases

Las propiedades de los gases sufrieron una nueva y profunda revisión durante el surgimiento de la química física a fines del siglo xix. Tres siglos antes, Boyle había propuesto la ley que lleva su nombre (véase pág. 48), estableciendo que la presión y el volumen de una cantidad determinada de gas variaban inversamente (con tal de que, como después se mostró, la temperatura se mantenga constante).

Sin embargo, se vio que esta ley no era totalmente cierta. El químico franco-germano Henri Victor Regnault (1810-78) hizo meticulosas medidas de volúmenes y presiones de gas a mediados del siglo xix, y mostró que, sobre todo al elevar la presión o bajar la temperatura, los gases no seguían del todo la ley de Boyle.

Aproximadamente por la misma época, el físico escocés James Clerk Maxwell (1831-79) y el físico austríaco Ludwig Boltzmann (1844-1906) habían analizado el comportamiento de los gases, suponiendo que éstos eran un conjunto de infinidad de partículas moviéndose al azar (la *teoría cinética de los gases).* Lograron derivar la ley de Boyle sobre esta base, haciendo para ello dos suposiciones más: 1, que no había fuerza de atracción entre las moléculas del gas, y 2, que las moléculas del gas eran de tamaño igual a cero. Los gases que cumplen estas condiciones se denominan *gases perfectos.*

Ninguna de las dos suposiciones es del todo correcta. Existen pequeñas atracciones entre las moléculas de un gas, y si bien estas moléculas son enormemente pequeñas, su tamaño no es igual a cero. Por lo tanto, ningún gas real es «perfecto», aunque el hidrógeno y el recién descubierto helio (véase pág. 151) casi lo eran.

Teniendo en cuenta estos hechos, el físico holandés Johannes Diderik Van der Waals (1837-1923) elaboró en 1873 una ecuación que relacionaba la presión, el volumen y la temperatura de los gases. Esta ecuación incluía dos constantes, a y b (diferentes para cada gas), cuya existencia tomaba debidamente en cuenta el tamaño de las moléculas y las atracciones entre ellas.

La mejor comprensión de las propiedades de los gases ayudó a resolver el problema de licuarlos.

Ya en 1799 se había licuado el gas amoníaco, enfriándolo bajo presión. (Al elevar la presión se eleva la temperatura a la que el gas se licúa, facilitando mucho el proceso.) Faraday fue especialmente activo en este campo de investigación, y hacia 1845 había sido capaz de licuar una serie de gases, entre ellos el cloro y el dióxido de azufre. Al liberar un gas licuado de la presión a que está sometido, comienza a evaporarse rápidamente. Sin embargo, el proceso de evaporación absorbe calor, y la temperatura del líquido restante desciende drásticamente. En estas condiciones, el dióxido de carbono líquido se congela, pasando a dióxido de carbono sólido. Mezclando dióxido de carbono sólido con éter, Faraday logró obtener temperaturas de -78° C.

Pero había gases como el oxígeno, el nitrógeno, el hidrógeno, el monóxido de carbono y el metano, que se resistían a sus más enconados esfuerzos. Por mucho que elevaba la presión en los experimentos, Faraday no lograba licuarlos. Estas sustancias se llamaron «gases permanentes».

En la década de 1860-69, el químico irlandés Thomas Andrews (1813-85) estaba trabajando con dióxido de carbono que había licuado simplemente por presión. Elevando lentamente la temperatura, anotó el modo en que debía incrementarse la presión para mantener el dióxido de carbono en estado líquido. Halló que a una temperatura de 31 ° C ningún aumento de presión era suficiente. En efecto, a esa temperatura las fases líquida y gaseosa parecían mezclarse, por así decirlo, y resultaban indistinguibles. Por tanto, Andrews sugirió (en 1869) que para cada gas había una *temperatura crítica* por encima de la cual ningún aumento de presión podía licuarlo. Concluyó que los gases permanentes eran simplemente aquellos cuyas temperaturas críticas eran más bajas que las alcanzadas en los laboratorios.

Entre tanto, Joule y Thomson (véanse págs. 152 y 153), en sus estudios sobre el calor, habían descubierto que los gases pueden enfriarse a base de dejarlos expandir. Por lo tanto, expandiendo un gas, comprimiéndolo a continuación en condiciones que no le permitan recuperar el calor perdido, expandiéndolo de nuevo, y así una y otra vez, podrían alcanzarse temperaturas muy bajas. Una vez alcanzada una temperatura inferior a la temperatura crítica del gas, la aplicación de presión lo licuaría.

Utilizando esta técnica, el físico francés Louis Paul Cailletet (1832-1913) y el químico ruso Raoul Pictet (1846-1929) lograron licuar gases como el oxígeno, nitrógeno y monóxido de carbono en 1877. Sin embargo, el hidrógeno seguía frustrando sus esfuerzos.

Como resultado del trabajo de Van der Waals, se puso en claro que en el caso del hidrógeno, el efecto Joule-Thomson funcionaría solamente por debajo de una cierta temperatura. Por tanto, había que disminuir su temperatura para poder comenzar el ciclo de expansión y contracción.

En la década de 1890-99, el químico escocés James Dewar (1842-1923) empezó a trabajar sobre el problema. Preparó oxígeno líquido en cantidad y lo almacenó en una *botella de Dewar.* Este artefacto es un vaso de doble pared con un vacío entre ellas. El vacío no transmite calor por conducción ni por convención, ya que ambos fenómenos requieren la presencia de materia. El calor se transmite a través del vacío solamente por el procedimiento relativamente lento de la radiación. Plateando las paredes de modo que

el calor fuese reflejado y no absorbido, Dewar logró retardar el proceso de radiación aún más. (Los termos de uso doméstico son simplemente botellas de Dewar provistas de un tapón.)

Enfriando el hidrógeno a temperatura muy baja por inmersión en oxígeno líquido almacenado en tales botellas y utilizando luego el efecto Joule-Thomson, Dewar produjo hidrógeno líquido en 1898.

El hidrógeno se licuó a 20° K, una temperatura sólo veinte grados más alta que el cero absoluto[4]. Pero éste no es, ni con mucho, el punto de licuefacción más bajo. En la misma década habían sido descubiertos los gases inertes (véase pág. 151), y uno de ellos, el helio, licuó a una temperatura más baja.

El físico holandés Eleike Kamerlingh Onnes (1853-1926) venció el último obstáculo cuando, en 1908, enfrió primero helio en un baño de hidrógeno líquido, aplicando entonces el efecto de Joule-Thomson y consiguiendo helio líquido a una temperatura de 4° K.

10. Química orgánica de síntesis

Colorantes

Cuando en la primera mitad del siglo xix hombres como Berthelot (véase pág. 103) empezaron a unir moléculas orgánicas, estaban ampliando drásticamente los límites aceptados de su ciencia. En lugar de limitar sus investigaciones al entorno físico existente, estaban comenzando a imitar la creatividad de la naturaleza, y sobrepasar a ésta iba a ser sólo cuestión de tiempo. En cierto modo, el trabajo de Berthelot con algunas de sus grasas sintéticas marcó un comienzo en este sentido pero todavía quedaba mucho por hacer.

La incompleta comprensión de la estructura molecular confundía a los químicos orgánicos del siglo xix, pero el progreso de la ciencia era tan irresistible, que al menos en un episodio significativo esta deficiencia resultó ser una ventaja.

Por aquella época (la década de 1840) existían pocos químicos orgánicos de renombre en Gran Bretaña, y August Wilhelm von Hofmann (1818-92), que había trabajado bajo la dirección de Liebig (véase pág. 108), fue importado a Londres desde Alemania. Como ayudante se le asignó, algunos años más tarde, a un estudiante muy joven, William Henry Perkin (1838-1907). Un día, en presencia de Perkin, Hofmann especulaba en voz alta sobre la posibilidad de sintetizar quinina, el valioso antimalárico. Hofmann había realizado investigaciones sobre los productos obtenidos del alquitrán de hulla (un líquido negro y espeso obtenido al calentar carbón en ausencia de aire), y se preguntaba si sería posible sintetizar quinina a partir de un producto del alquitrán de hulla como la anilina. La síntesis, si pudiese llevarse a cabo, constituiría un gran éxito, decía Hofmann; liberaría a Europa de su dependencia de los remotos trópicos para el aprovisionamiento de quinina.

Perkin, totalmente enardecido, se fue a casa (donde tenía un pequeño laboratorio propio) para emprender la tarea. Si él o Hofmann hubiesen conocido mejor la estructura de la molécula de quinina, habrían sabido que la tarea era imposible para las técnicas de mediados del siglo xix. Afortunadamente, Perkin lo ignoraba y, aunque fracasó, consiguió algo quizá más importante.

Durante las vacaciones de Pascua de 1856, había tratado la anilina con dicromato potásico y estaba a punto de desechar la mezcla resultante como si fuera un nuevo fracaso, cuando sus ojos percibieron un reflejo púrpura en ella. Añadió alcohol, que disolvió algo del preparado y adquirió un hermoso color púrpura.

Perkin sospechó que tenía ante sí un colorante. Dejó la escuela y utilizó algún dinero de la familia para montar un taller. Al cabo de seis meses, obtenía lo que llamó «púrpura de anilina». Los tintoreros franceses aclamaron el nuevo tinte y denominaron al color «malva». Tan popular llegó a hacerse dicho color, que este período de la historia se conoce como «la década malva». Perkin, habiendo fundado la vasta industria de los *colorantes sintéticos,* pudo retirarse, en plena opulencia, a los treinta y cinco años.

No mucho después de la original proeza de Perkin, Kekulé y sus fórmulas estructurales proporcionaron a los químicos orgánicos un mapa del territorio, por así decirlo. Utilizando este mapa, podían crear esquemas lógicos de reacción, métodos razonables para alterar una fórmula estructural paso a paso, con el fin de convertir una molécula en otra. Se hizo posible sintetizar nuevas sustancias químico-orgánicas, no ya por accidente, como el triunfo de Perkin, sino deliberadamente.

Con frecuencia las reacciones conseguidas recibían el nombre de su descubridor. Por ejemplo, un método para añadir dos átomos de carbono a una molécula, descubierto por Perkin, se denomina la *reacción de Perkin;* otro método para romper un anillo

conteniendo un átomo de nitrógeno, descubierto por el maestro de Perkin, se llama la *degradación de Hofmann.*

Hofmann regresó a Alemania en 1864, y allí se lanzó al nuevo campo de la química orgánica de síntesis que su joven discípulo había inaugurado. Contribuyó a fundar lo que, hasta la Primera Guerra Mundial, siguió siendo casi un monopolio alemán en su especialidad.

Los tintes naturales se duplicaban en el laboratorio. En 1867, Baeyer (el de la «teoría de las tensiones») comenzó un programa de investigación que posteriormente condujo a la síntesis del *índigo.* Esta conquista, a largo plazo, iba a desplazar del mercado a las extensas plantaciones de índigo del lejano Oeste. En 1868 un estudiante discípulo de Baeyer, Karl Graebe (1841-1927), sintetizó la alizarina, otro importante colorante natural.

Sobre todos estos éxitos se fundaron el arte y la técnica de la química aplicada, que en las últimas décadas ha afectado tan radicalmente nuestras vidas y que no deja de progresar a pasos agigantados. Se ha desarrollado una serie interminable de nuevas técnicas para alterar las moléculas orgánicas, y para examinar algunas de las más importantes es preciso que nos desviemos un poco de la corriente principal de la teoría química. Hasta este momento nuestro relato se ha prestado a una narrativa directa y una línea de desarrollo clara, pero en este capítulo y el próximo tendremos que discutir algunos avances individuales cuya escasa relación mutua salta a la vista inmediatamente. Toda vez que estos avances constituyen las aplicaciones de la química a las necesidades humanas, son esenciales para nuestra breve historia de esta ciencia, aunque pueda parecer que se separan de la corriente principal. En los últimos tres capítulos volveremos a la clara línea de desarrollo teórico.

Medicamentos

Compuestos naturales de complejidad cada vez mayor fueron sintetizados después de Perkin. Desde luego, la sustancia sintética no podía competir económicamente con el producto natural, excepto en casos relativamente raros, como el del índigo. Pero la síntesis servía normalmente para establecer la estructura molecular, y esto es algo que posee siempre un gran interés teórico (y a veces práctico).

Veamos algunos ejemplos. El químico alemán Richard Willstátter (1872-1942) estableció cuidadosamente la estructura de la *clorofila,* el catalizador vegetal que absorbe la luz y hace posible la utilización de la energía solar en la producción de carbohidratos a partir de dióxido de carbono.

Dos químicos alemanes, Heinrich Otto Wieland (1877-1957) y Adolf Windaus (1876-1959), determinaron la estructura de los *esferoides* y compuestos derivados. (Entre los esteroides se hallan muchas hormonas importantes.) Otro químico alemán, Otto Wallach (1847-1931), dilucidó afanosamente la estructura de los *terpenos,* importantes aceites vegetales (una conocida muestra de los cuales es el mentol), mientras que un cuarto, Hans Fischer (1881-1945), determinó la estructura del *hemo,* la materia colorante de la sangre.

Vitaminas, hormonas, alcaloides, todos ellos han sido investigados en el siglo xix, y en muchos casos se determinó la estructura molecular. Por ejemplo, en los años treinta, el químico suizo Paul Karrer (1889-1971) estableció la estructura de los *carotenoides,* importantes pigmentos vegetales con los que se relaciona estrechamente la vitamina A.

El químico inglés Robert Robinson (1886-1975) se dedicó sistemáticamente a los alcaloides. Su mayor éxito fue descubrir la estructura de la *morfina* (excepto un átomo, que era dudoso) en 1925, y la estructura de la *estricnina* en 1946.

Posteriormente, el trabajo de Robinson fue confirmado por el químico americano Robert Burns Woodward (1917-1979), que sintetizó la estricnina en 1954. Woodward comenzó a cosechar triunfos en la síntesis cuando él y su colega americano William von Eggers Doering (n. 1917) sintetizaron la *quinina* en 1944. Es éste el compuesto cuya búsqueda a ciegas por Perkin había dado resultados tan magníficos.

Woodward pasó luego a sintetizar moléculas orgánicas más complicadas, entre las que se incluye el *colesterol* (el más corriente de los esteroides) en 1951, y la *cortisona* (una hormona esteroidea) en el mismo año. En 1956 sintetizó la *re-serpina,* el primer tranquilizante, y en 1960 la clorofila. En 1962 Woodward sintetizó un compuesto complejo relacionado con la acromicina, un antibiótico muy conocido.

Trabajando en otra dirección, el químico ruso-americano Phoebus Aaron Theodor Levene (1869-1940) había deducido las estructuras de los *nucleótidos,* que servían como ladrillos para la construcción de las moléculas gigantes que son los ácidos nucleicos. (Hoy día se sabe que los ácidos nucleicos controlan la actividad química del cuerpo.) Sus conclusiones fueron completamente confirmadas por el trabajo del químico escocés Alexander Robertus Todd (n. 1907), que sintetizó los diferentes nucleótidos, así como compuestos derivados, en los años cuarenta y principios de los cincuenta.

Algunas de estas sustancias, especialmente los alcaloides, poseían propiedades medicinales, y por ello se agrupan bajo el título general de *medicamentos.* A principios del siglo xix se demostró que los productos enteramente sintéticos podían tener dicha utilización, y de hecho se revelaron como medicamentos valiosos.

La sustancia sintética *arsfenamina* fue utilizada en 1909 por el bacteriólogo alemán Paul Ehrlich (1854-1915) como agente terapéutico contra la sífilis. Se considera que esta aplicación fundó el estudio de la *quimioterapia,* el tratamiento de las enfermedades utilizando productos químicos específicos.

En 1908 fue sintetizado un nuevo compuesto denominado *sulfanilamida,* que se sumó al gran número de productos sintéticos que se conocían pero que carecían de usos determinados. En 1932, a través de las investigaciones del químico alemán Gerhard Domagk (1895-1964), se descubrió que la sulfanilamida y algunos compuestos derivados podían utilizarse para combatir diversas enfermedades infecciosas. Pero, en este caso, los productos naturales alcanzaron y sobrepasaron a los sintéticos. El primer ejemplo fue *la penicilina,* cuya existencia descubrió accidentalmente en 1928 el bacteriólogo escocés Alexander Fleming (1881-1955). Fleming había dejado un cultivo de gérmenes estafilocócicos sin cubrir durante algunos días, al cabo de los cuales halló que se había enmohecido. Una circunstancia inesperada le hizo fijarse con más atención. Alrededor de cada partícula de espora del hongo aparecía un área clara en la que el cultivo bacteriano se había disuelto. Investigó el asunto hasta donde pudo, sospechando la presencia de una sustancia antibacteriana, pero las dificultades de aislar el material le derrotaron. La necesidad de medicamentos que combatiesen las infecciones durante la Segunda Guerra Mundial se tradujo en un nuevo y masivo abordamiento del problema. Bajo la dirección del patólogo anglo-australiano Howard Walter Florey (1898-1968) y el bioquímico angloalemán Ernst Bo-ris Chain (1906-79), se aisló la *penicilina* y se determinó su estructura. Era el primer *antibiótico* («contra la vida», en el sentido de vida microscópica, desde luego). Hacia 1945, un proceso de cultivo de hongos y concentración del producto rendía media tonelada de penicilina al mes.

Los químicos aprendieron en 1958 a interrumpir la formación del hongo en su fase media, obtener el núcleo central de la molécula de penicilina, y después añadir a dicho núcleo varios grupos orgánicos que no se habrían formado de modo natural. Estos productos sintéticos tenían en algunos casos propiedades superiores a las de la propia penicilina. Durante los años cuarenta y cincuenta se aislaron de diversos hongos otros

antibióticos, como la estreptomicina y la tetraciclina, que empezaron a usarse de inmediato.

La síntesis de complejos orgánicos no podía lograrse sin análisis periódicos que sirvieran para identificar el material obtenido en diferentes etapas del proceso de síntesis. Normalmente, el material disponible para los análisis era muy escaso, de modo que los análisis eran inciertos en el mejor de los casos, e imposibles muchas veces.

El químico austríaco Fritz Pregl (1869-1930) redujo con gran acierto el tamaño del equipo utilizado en los análisis. Obtuvo una balanza de suma precisión, diseñó finas piezas de vidrio, y hacia 1913 había ideado una eficaz técnica de *micro análisis.* Los análisis de muestras pequeñas, hasta entonces impracticables, se convirtieron ahora en un proceso muy exacto.

Los métodos clásicos de análisis implicaban normalmente la medición del volumen de una sustancia consumida en la reacción *(análisis volumétricos),* o del peso de una sustancia producida en la reacción *(análisis gravimétrico).* A medida que avanzaba el siglo xx fueron introduciéndose métodos físicos de análisis que utilizaban la absorción de la luz, los cambios en la conductividad eléctrica y otras técnicas aún más reformadas.

Proteínas

Las sustancias orgánicas mencionadas en el apartado anterior están casi todas formadas por moléculas que existen como unidades simples, que no se rompen fácilmente con un tratamiento químico suave y que no se componen de más de cincuenta átomos, aproximadamente. Pero existen sustancias orgánicas formadas por moléculas que son auténticos gigantes, con miles e incluso millones de átomos. Tales moléculas no son nunca de naturaleza unitaria, sino que siempre están formadas a partir de «ladrillos» más pequeños.

Es fácil romper tales moléculas gigantes en sus unidades constitutivas con el fin de estudiar éstas. Levene lo hizo en su estudio de los nucleótidos, por ejemplo (véase pág. 178). Era natural tratar de estudiar también las moléculas gigantes intactas, y a mediados del siglo xix se dieron los primeros pasos en este sentido. El primero en hacerlo fue el químico escocés Thomas Graham (1805-1866), gracias a su interés por la *difusión,* esto es, la forma en que las moléculas de dos sustancias que han entrado en contacto se entremezclan. Empezó por estudiar la velocidad de difusión de los gases a través de agujeros pequeños o tubos delgados. Hacia 1831 logró demostrar que la velocidad de difusión de un gas era inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su peso molecular *(ley de Graham).*

Posteriormente, Graham pasó a estudiar la difusión de sustancias disueltas y descubrió que las soluciones de sustancias como sal, azúcar o sulfato de cobre eran capaces de atravesar una hoja de pergamino (probablemente con orificios submicroscópicos). En cambio, otros materiales disueltos como la goma arábiga, la cola o la gelatina no atravesaban el pergamino. Era claro que las moléculas gigantes del último grupo de sustancias no podían pasar a través de los orificios del pergamino.

A los materiales que podían pasar a través del pergamino (y que resultó que se obtenían fácilmente en forma cristalina) Graham los llamó *cristaloides.* A los que no podían, como la cola (en griego *kollá),* los llamó *coloides.* El estudio de las moléculas gigantes se convirtió en una parte importante del estudio de la *química de los coloides,* a la que Graham dio origen de este modo[1].

Supongamos que a un lado de la hoja de pergamino hay agua pura, y al otro lado una solución coloidal. Las moléculas de agua pueden entrar fácilmente en la cámara coloidal, mientras que las moléculas coloidales bloquean la salida. Por tanto, el agua

penetra en la porción coloidal del sistema más rápidamente de lo que sale, y el desequilibrio determina *una presión osmótica.*

El botánico alemán Wilhelm Pfeffer (1845-1920) demostró en 1877 que se podía medir esta presión osmótica, y a partir de las medidas determinar el peso molecular de las grandes moléculas en la solución coloidal. Fue el primer método razonablemente bueno para estimar el tamaño de dichas moléculas.

Un método aún mejor fue ideado por el químico sueco Theodor Svedberg (1884-1971), que desarrolló la *ultracen-trífuga* en 1923. Este aparato hacía girar las soluciones coloidales, impulsando a las moléculas gigantes hacia afuera por efecto de la enorme fuerza centrífuga. Partiendo de la velocidad con la cual desplazaban las moléculas gigantes podía determinarse el peso molecular.

El ayudante de Svedberg, Arne Wilhelm Kaurin Tiselius (1902-71), también sueco, ideó en 1927 métodos mejores para separar las moléculas gigantes en base a las distribuciones de carga eléctrica sobre la superficie molecular. Esta técnica, la *electroforesis,* tuvo particular importancia en la separación y purificación de proteínas.

Aunque los métodos proporcionaban de este modo datos relativos a la estructura global de las moléculas gigantes, los químicos aspiraban a comprender los detalles químicos de esa estructura. Su interés se centraba especialmente en las proteínas.

Mientras que las moléculas gigantes como el almidón y la celulosa de la madera están formadas por un solo tipo de unidad que se repite indefinidamente, la molécula proteica se compone de unas veinte unidades distintas aunque muy semejantes; los diferentes aminoácidos (véase pág. 104). Por esta razón, las moléculas proteicas son tan maleables y ofrecen una base tan satisfactoria para la sutileza y la diversidad de la vida, aunque precisamente por eso son también tan difíciles de caracterizar.

Emil Fischer, que había determinado anteriormente la estructura detallada de las moléculas de azúcar (véase página 129), empezó a estudiar la molécula proteica a finales de siglo. Demostró que la porción amino de un aminoácido se unía a la porción ácido de otro para formar un *enlace peptí-dico* y lo probó en 1907, uniendo efectivamente aminoácidos de esta forma (juntó dieciocho de ellos) y demostrando que el compuesto resultante poseía algunas propiedades características de las proteínas.

Sin embargo, la determinación del orden de los aminoácidos que forman una *cadena polipeptídica* en una molécula proteica tal como ocurre en la naturaleza, tuvo que esperar el paso de otro medio siglo y el descubrimiento de una nueva técnica.

Dicha técnica comenzó con el botánico ruso Mijail Semenovich Tsvett (1872-1919). Dejó gotear una mezcla de pigmentos vegetales coloreados a través de un tubo de óxido de aluminio en polvo. Las diferentes sustancias de la mezcla se adherían a la superficie de las partículas de polvo con diferente intensidad. Al lavar la mezcla, los componentes individuales se separaban para formar bandas de color. Tsvett observó este efecto en 1906 y llamó a la técnica *cromatografía* («escritura en color»).

Aunque en un principio pasó inadvertido el artículo donde Tsvett publicara sus resultados, en los años veinte Will-státter (véase pág. 177) yRichard Kuhn (1900-67), estudiante de química germano-austriaco, reintrodujeron la técnica. Ésta fue perfeccionada en 1944 por los químicos ingleses Archer John Porter Martin (n. 1910) y Richard Laurence Mi-llington Synge (n. 1914), quienes utilizaron papel de filtro absorbente en lugar de la columna de polvo. La mezcla se deslizaba a lo largo del papel de filtro y se separaba; esta técnica se denomina *cromatografía en papel.*

A últimos de los años cuarenta y principios de los cincuenta, se logró descomponer diversas proteínas en sus aminoácidos constituyentes. Las mezclas de aminoácidos fueron después aisladas y analizadas en detalle mediante la cromatografía en papel. De este modo se obtuvo el número total de cada uno de los aminoácidos

presentes en la molécula proteica, pero no el orden exacto en que intervenía cada uno de ellos en la cadena polipeptídica. El químico inglés Frederick Sanger (n. 1918) se centró en el estudio de la insulina, una hormona proteica compuesta de unos cincuenta aminoácidos distribuidos entre dos cadenas polipeptídicas conectadas entre sí. Rompió la molécula en cadenas más pequeñas, y estudió cada una de ellas por separado según la cromatografía en papel. Aunque tardó ocho años de trabajo en resolver semejante rompecabezas, en 1953 obtuvo el orden exacto de los aminoácidos en la molécula de insulina. Los mismos métodos se han utilizado desde 1953 para obtener la estructura detallada de moléculas proteicas aún más largas.

El siguiente paso era confirmar este resultado sintetizando una molécula proteica dada, aminoácido por aminoácido. En 1954, el químico americano Vincent du Vigneaud (1901-78) rompió el hielo sintetizando *oxitocina,* una pequeña molécula proteica compuesta de ocho aminoácidos solamente. Pronto llegaron hazañas más complicadas, y se sintetizaron cadenas de docenas de aminoácidos. En 1963 se logró reconstruir en el laboratorio las cadenas de aminoácidos de la propia insulina.

No obstante, ni siquiera el orden de los aminoácidos representaba por sí mismo todo el conocimiento útil relativo a la estructura molecular de las proteínas, las proteínas, al calentarlas suavemente, pierden con frecuencia y de modo permanente las propiedades de su estado natural; se dice entonces que han sido *desnaturalizadas.* Las condiciones que provocan la desnaturalización son por lo general demasiado suaves para romper la cadena polipeptídica. Así pues, la cadena debe de ir unida a alguna estructura definida mediante «enlaces secundarios» débiles. Estos enlaces secundarios implican normalmente un átomo de hidrógeno situado entre un átomo de nitrógeno y uno de oxígeno. La fuerza de dicho *enlace de hidrógeno* es sólo la veinteava parte de la de un enlace de valencia ordinaria.

En los primeros años 1950, el químico americano Linus Pauling (n. 1901) sugirió que la cadena polipeptídica estaba arrollada en una estructura helicoidal (como una «escalera en espiral»), que se mantenía en su sitio mediante enlaces de hidrógeno. Este concepto se mostró especialmente útil en relación con las relativamente simples *proteínas fibrosas* que componían la piel y el tejido conjuntivo.

Pero incluso las *proteínas globulares,* de estructura más complicada, resultaron ser también helicoidales en cierta medida, como demostraron el químico anglo-austriaco Max Ferdinand Perutz (n. 1914) y el químico inglés John Cowdery Kendrew (n. 1917) cuando determinaron la estructura detallada de la hemoglobina y la mioglobina (las proteínas portadoras de oxígeno de la sangre y el músculo, respectivamente). En este análisis hicieron uso de la *difracción por rayos X,* técnica en la cual un haz de rayos X pasa a través de un cristal y es dispersado por los átomos del mismo. La dispersión en una dirección y ángulo dados es óptima cuando los átomos están ordenados según un modelo regular. A partir de los detalles de la dispersión es posible deducir las posiciones de los átomos dentro de la molécula. En el caso de ordenaciones complejas, como las que existen en las moléculas proteicas de cierta magnitud, la tarea es terriblemente tediosa, pero en 1960 se localizó el último detalle de la molécula de mioglobina (compuesta de doce centenares de átomos).

Pauling sugirió también que su modelo helicoidal podía servir para los ácidos nucleicos. El físico anglo-neozelandés Maurice Hugh Frederick Wilkins (n. 1916), enlos primeros años de la década de los cincuenta, sometió los ácidos nucleicos a difracción por rayos X, y su trabajo sirvió para probar la sugerencia de Pauling. El físico inglés Francis Harry Compton Crick (n. 1916) y el químico americano James Dewey Watson (n. 1928) hallaron que se requería una ulterior modificación a fin de explicar los resultados de la difracción. Cada molécula de ácido nucleico tenía que poseer una doble

hélice, dos cadenas enrolladas alrededor de un eje común. Este modelo de Watson-Crick, concebido en 1953, constituyó un importante avance en la comprensión de la genética[2].

Explosivos

Las moléculas gigantes tampoco escaparon a la mano modificadora de los químicos. El primer caso ocurrió a raíz de un hallazgo accidental del químico germano-suizo Christian Friedrich Schónbein (1799-1868), que anteriormente se había dado a conocer por el descubrimiento del *ozono,* una forma de oxígeno.

Haciendo un experimento en su casa, en 1845, derramó una mezcla de ácido nítrico y sulfúrico y utilizó el delantal de algodón de su mujer para secarlo. Colgó el delantal a secar en la estufa, pero una vez seco detonó y desapareció. Había convertido la celulosa del delantal en *nitrocelulosa.* Los grupos nitro (procedentes del ácido nítrico) servían como una fuente interna de oxígeno, y la celulosa, al calentarse, se oxidó por completo en un instante.

Schónbein comprendió las posibilidades del compuesto. La pólvora negra ordinaria explotaba entre un humo espeso, ennegreciendo las armas, ensuciando los cañones y las armas pequeñas y oscureciendo el campo de batalla. La nitrocelulosa hizo posible la «pólvora sin humo», y por su potencial como propulsor en los proyectiles de artillería recibió el nombre de *algodón pólvora.*

Los primeros intentos de fabricar algodón pólvora para fines militares fracasaron, debido al peligro de explosiones en las factorías. No fue hasta 1891 cuando Dewar (véase pág. 172) y el químico inglés Frederick Augustus Abel (1827-1902) consiguieron preparar una mezcla segura a base de algodón pólvora. Debido a que la mezcla podía prensarse en largas cuerdas, se denominó *cordita.* Y gracias a ella y a sus derivados, los soldados del siglo xx han disfrutado de un campo de observación diáfano mientras daban muerte a sus enemigos y eran muertos por éstos.

Uno de los componentes de la cordita es la *nitroglicerina*, descubierta en 1847 por el químico italiano Ascanio Sobrero (1812-88). Era un explosivo muy potente, incluso demasiado delicado para la guerra. Su empleo en tiempo de paz para abrir carreteras a través de las montañas y para mover toneladas de tierra con diversos propósitos era también peligroso. Y el índice de mortalidad era mayor aún si se utilizaba descuidadamente.

La familia de Alfred Bernhard Nobel (1833-96), un inventor sueco se dedicaba a la manufactura de nitroglicerina. Cuando, en cierta ocasión, una explosión mató a uno de sus hermanos, Nobel decidió dedicar todos sus esfuerzos a domesticar el explosivo. En 1866 halló que una tierra absorbente llamada «kieselguhr» era capaz de esponjar cantidades enormes de nitroglicerina. El kieselguhr humedecido podía moldearse en barras de manejo perfectamente seguro, pero que conservaban el poder explosivo de la propia nitroglicerina. Nobel llamó a este explosivo de seguridad *dinamita.* Movido por su espíritu humanitario, pensó con satisfacción que las guerras serían ahora tan horribles que no habría más remedio que optar por la paz. La intención era buena, pero su valoración de la inteligencia humana pecaba de optimista.

La invención de nuevos y mejores explosivos hacia finales del siglo xix fue la primera contribución importante de la química a la guerra desde la invención de la pólvora cinco siglos antes; pero el desarrollo de los gases venenosos en la Primera Guerra Mundial dejó bastante claro que la humanidad, en las guerras futuras, corrompería la ciencia aplicándola a una labor de destrucción. La invención del aeroplano y, posteriormente, de las bombas nucleares (véase pág. 258) dejó las cosas todavía más claras. La ciencia, que hasta finales del silglo xix parecía un instrumento

para crear la Utopía sobre la Tierra, vino a mostrarse para muchos hombres como una máscara de horrible destino.

Polímeros

Pero había muchos otros campos en los que predominaban los usos pacíficos de las meléculas gigantes. La celulosa completamente nitrada era ciertamente un explosivo, pero parcialmente nitrada *(piroxilina)* permitía un manejo mucho más seguro, encontrándose importantes aplicaciones para ella.

El inventor americano John Wesley Hyatt (1837-1920), en un intento de ganar la recompensa ofrecida a quien obtuviese un sustituto del marfil para las bolas de billar, empezó a trabajar con la piroxilina. La disolvió en una mezcla de alcohol y éter, y añadió alcanfor para hacerla más segura y maleable. Hacia 1869 había formado lo que llamó *celuloide, y* ganó el premio. El celuloide fue el primer *plástico* sintético (es decir, un material que puede moldearse).

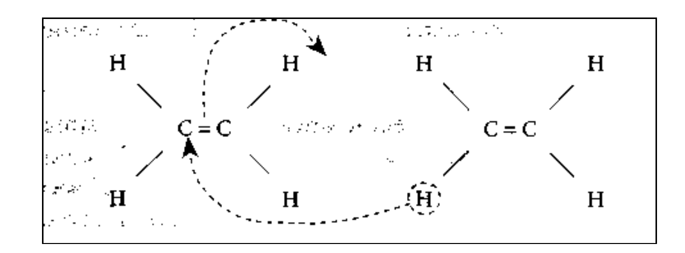
Pero si la piroxilina podía moldearse en esferas, también podía extrusionarse en fibras y películas. El químico francés Luis Marie Hilaire Bernigaud, conde de Chardonnet (1839-1924), obtuvo fibras forzando soluciones de piroxilina a través de pequeños agujeros. El disolvente se evaporaba casi al instante, dejando un hilo tras de sí. Estos hilos podían tejerse, dando un material que tenía la suavidad de la seda. En 1884, Chardonnet patentó su *rayón* (llamado así porque eran tan brillante que parecía despedir rayos de luz).

El plástico en forma de película llegó por derecho propio, gracias al interés del inventor americano George Eastman (1854-1932) por la fotografía. Aprendió a mezclar su emulsión de compuestos de plata con gelatina con el fin de hacerla seca. Esta mezcla era estable y no tenía que ser preparada sobre la marcha. En 1884 sustituyó el vidrio plano por la película de celuloide, lo cual facilitó tanto las cosas, que la fotografía, hasta entonces privilegio de los especialistas, se pudo convertir en un «hobby» al alcance de cualquiera.

El celuloide, aunque no explosivo, era todavía demasiado combustible y encerraba un peligro constante de incendio. Eastman empezó a experimentar con materiales menos inflamables y halló que cuando a la celulosa, en lugar de los grupos nitro, se añadían grupos de acetato, el producto era todavía plástico pero no excesivamente inflamable. En 1924 se introdujo la película de acetato de celulosa, en un momento en que la pujante industria del cine necesitaba un material que redujese el riesgo de incendio.

Pero los químicos tampoco se conformaban con las moléculas gigantes que ya existían en la naturaleza. El químico belga-americano Leo Hendrik Baekeland (1863-1944) estaba investigando a la sazón un sucedáneo de la goma laca. Para este propósito buscaba una solación de una sustancia gomosa, semejante al alquitrán, que resultase de la adición de pequeñas unidades moleculares para formar una molécula gigante. La pequeña molécula es un *monómero* («una parte»), y el producto final un *polímero* («muchas partes»).

Hay que decir que la forma en que se unen los monóme-ros para formar moléculas gigantes no es ningún misterio. Para tomar un ejemplo sencillo, consideremos dos moléculas de etileno (C_2H_4). Las fórmulas estructurales son



Si imaginamos que un átomo de hidrógeno se traslada de una a otra y que un doble enlace se convierte en enlace sencillo, de manera que pueda usarse un nuevo enlace para unir
las dos moléculas, obtendremos una sustancia de cuatro carbonos:

```
     H   H   H    H
     |   |   |   /
H —  C — C — C = C
     |   |       \
     H   H        H
```

Tal molécula de cuatro carbonos tiene todavía un doble enlace. Por tanto puede volver a combinarse con otra molécula de etileno, por medio del desplazamiento de un átomo de hidrógeno y la apertura de un doble enlace para formar una molécula de seis carbonos con un doble enlace. El mismo proceso conducirá a continuación a una molécula de ocho carbonos, después a una molécula de diez carbonos, y así hasta una molécula casi tan larga como se desee[3].

Baekeland empezó con fenol y formaldehído como unidades del monómero y produjo un polímero para el que no pudo encontrar disolvente alguno. Se le ocurrió entonces que un polímero tan duro y resistente a los disolventes podía ser útil por esas mismas razones. Podía moldearse a medida que se formaba y solidificar en la forma de un no conductor de electricidad, duro, resistente al agua y resistente a los disolventes, pero fácilmente mecanizable. En 1909 anunció la existencia de lo que él llamó *bakelita*, el primero y todavía, en cierto modo, uno de los más útiles entre plásticos totalmente sintéticos.

Las fibras totalmente sintéticas también iban a ocupar su puesto en el mundo. El pionero en este campo fue el químico americano Wallace Hume Carothers (1896-1937). En unión del químico belga-americano Julius Arthur Nieuwland (1878-1936) había investigado los polímeros relacionados con el caucho, y que tenían algunas de las propiedades elásticas de éste[4]. El resultado, en el año 1932, fue el *neopreno,* uno de los «cauchos sintéticos» o, como se llaman ahora, *elastómeros.*

Carothers siguió trabajando con otros polímeros. Dejando que polimerizasen las moléculas de ciertas diaminas y ácidos dicarboxílicos, produjo fibras formadas por largas moléculas que contenían combinaciones de átomos similares a los enlaces peptídicos (véase pág. 183) en la proteína de la seda. Estas fibras sintéticas, una vez estiradas, constituyen lo que ahora llamamos *nylon.* Introducido en el mercado poco antes de la prematura muerte de Carothers, estalló luego la Segunda Guerra Mundial, y no fue hasta después del conflicto cuando el nylon reemplazó a la seda en casi todos sus usos, especialmente en lencería.

Al principio, los polímeros sintéticos se obtenían por procesos de ensayo y error, pues se sabía poco sobre la estructura de las moléculas gigantes o los detalles de las reacciones necesarias. Un pionero en los estudios de la estructura de polímeros, que acabó con gran parte de la incertidumbre, fue el químico alemán Hermann Staudinger (1881-1965). Gracias a sus trabajos llegaron a comprenderse algunas de las deficiencias de los polímeros sintéticos. Una de ellas provenía de la posibilidad de que los

monómeros se uniesen entre sí al azar, de manera que los grupos atómicos contenidos en ellos quedasen orientados en diferentes direcciones a lo largo de la cadena. Esta disposición al azar tendía a debilitar el producto final, al no permitir a las cadenas moleculares empaquetarse correctamente. Las cadenas podían incluso ramificarse, lo cual empeoraba aún más las cosas.

El químico alemán Karl Ziegler (1898-1973) descubrió en 1953 que utilizando cierta resina (un polímero vegetal natural) podía unir a ella átomos de aluminio, titanio o litio como catalizadores. Estos catalizadores permitían conseguir una combinación de monómeros más ordenada, eliminando las ramificaciones.

Gracias a un trabajo similar llevado a cabo por el químico italiano Giulio Natta (1903-79), se logró disponerlas agrupaciones atómicas de forma ordenada a lo largo de la cadena polímera. En suma, el arte de la polimerización llegó a tal perfección, que los plásticos, películas y fibras podían producirse prácticamente por encargo, cumpliendo propiedades especificadas de antemano.

Una importante fuente de sustancias orgánicas básicas necesarias para producir los nuevos productos sintéticos en las inmensas cantidades requeridas era *el petróleo.* Este fluido era ya conocido en la antigüedad, pero su empleo en grandes cantidades tuvo que esperar al desarrollo de técnicas de extracción para acceder a las grandes reservas subterráneas. Edwin Laurentine Drake (1819-80), un inventor americano, fue el primero en perforar en busca de petróleo, en 1859. En el siglo transcurrido desde Drake, el petróleo, como todo el mundo sabe, se ha convertido en el elemento principal de nuestra sociedad: la fuente más importante de sustancias orgánicas, de calor para uso doméstico y de potencia para artefactos móviles, desde aeroplanos y automóviles hasta motocicletas y cortadoras de césped.

El carbón, aunque solemos olvidarlo en esta era del motor de combustión interna, es una fuente aún más abundante de sustancias orgánicas. El químico ruso Vladimir Nikolaevich Ipatieff (1867-1952), en las postrimerías del pasado siglo y comienzos del actual, empezó a investigar las reacciones de los hidrocarburos complejos en el petróleo y en el alquitrán de hulla a elevadas temperaturas. El químico alemán Frie-drich Karl Rudolf Bergius (1884-1949) utilizó los hallazgos de Ipatieff para idear en 1912 métodos prácticos para el tratamiento del carbón y de los aceites pesados con hidrógeno, con vistas a fabricar gasolina.

Pero las existencias mundiales totales de *combustibles fósiles* (carbón y petróleo) es limitada y, en muchos aspectos, irremplazable. Según los estudios llevados a cabo hasta el presente, el agotamiento total de las reservas se prevé para un día que se estima no demasiado lejano. Aunque el siglo xx se halla a cubierto de este riesgo, hay razones para suponer que ello afectará al próximo siglo sobre todo a la vista de la rápida expansión de la especie humana y el consiguiente incremento de la demanda.

11. Química inorgánica

La nueva metalurgia

Si el siglo xix, sobre todo su segunda mitad, parece fundamentalmente la era de la química orgánica, la química inorgánica estaba lejos de haberse detenido.

Ya mencionamos la fotografía (véase pág. 189) como una importante aplicación de la química inorgánica en el siglo xix, pero en lo que se refiere a su importancia para la economía o el bienestar de la sociedad debe considerarse, desde luego, como una contribución secundaria. Otra de estas pequeñas contribuciones, que normalmente se pasan por alto, pero que poseen no obstante su importancia, fue un avance en la técnica de hacer fuego. A lo largo de la historia, la humanidad había encendido fuego friccionando objetos como la madera, que tenía que calentarse a altas temperaturas para poder arder, o haciendo saltar chispas que duraban sólo un instante, lo que se lograba con pedernal y hierro. Pero con el tiempo el hombre empezó a experimentar con productos químicos que ardían a bajas temperaturas, lo que podía conseguirse con una ligera fricción. En 1827, el inventor inglés John Walker(1781-1859) ideó la primera cerilla de fósforo práctica. Aunque después de un siglo y medio ha experimentado muchas mejoras, el principio sigue siendo el mismo.

La fotografía y la cerilla de fósforo son sólo dos ejemplos de entre los numerosos avances prácticos conseguidos en química inorgánica, que merecerían algo más que una simple mención en una historia extensa y detallada, pero en este breve trabajo no hay más remedio que centrarnos en los temas más amplios. El progreso más espectacular en la química aplicada del siglo xix se operó en los metales, entre los cuales el acero era, y continúa siendo, el más importante para nuestra economía. El petróleo es el alimento y combustible de nuestra sociedad, pero el acero, en sus distintas formas, constituye su esqueleto.

Aunque, como hemos visto, el trabajo del acero era corriente hace ya trescientos años, hasta mediados del siglo xix no se ideó una técnica para producirlo económicamente y en las inmensas cantidades necesarias para cubrir las necesidades de la sociedad moderna. El nombre que sobresale aquí es el de Henry Bessemer (1813-1898).

Bessemer, un metalúrgico inglés, estaba intentando diseñar un proyectil de artillería que girase sobre su eje durante el vuelo y se desplazase según una trayectoria predecible con exactitud. Para ello necesitaba un cañón estriado, es decir, con surcos espirales tallados en el ánima del cañón desde el portillo hasta la boca. El cañón tenía que estar hecho de acero especialmente fuerte, que soportase las altas presiones necesarias para forzar el proyectil contra las muescas espirales, imprimiéndole así una rapidísima rotación. Los cañones ordinarios no estriados, como los que se usaban entonces, podían construirse con un material más débil, y por otro lado el acero resultaba bastante caro. Así, pues, a menos que se inventase alguna solución, el cañón estriado de Bessemer no era demasiado práctico.

El hierro, tal como se producía, era *hierro fundido*, rico en carbono (procedente del coque o del carbón mineral utilizados para fundir la mena). El hierro fundido era muy duro, pero quebradizo. El carbono podía eliminarse, con esfuerzo, para formar *hierro dulce*, que era resistente, pero algo blando. Luego se volvía a introducir la cantidad de carbono necesaria para formar acero, que era tan resistente como duro.

Bessemer buscaba un método de obtener hierro con la cantidad exacta de carbono para formar acero, sin pasar por la costosa etapa de hierro dulce. Para eliminar el exceso de carbono en el hierro fundido, hizo pasar una corriente de aire a través del metal líquido. Este aire no enfriaba y solidificaba el metal, sino que, por el contrario, el

calor de combinación del carbono con el oxígeno aumentaba la temperatura. Interrumpiendo la corriente de aire en el momento preciso, Bessemer logró obtener acero (véase fig. 19).

En 1856 dio a conocer su *alto horno.* Al principio, los intentos de repetir su trabajo fracasaron, debido a que su método requería el uso de una mena libre de fósforo. Comprendido esto, las cosas fueron como la seda, el acero se abarató, y la Edad del Hierro (véase pág. 16) dio finalmente paso a la Edad del Acero. (Posteriormente se introdujeron técnicas superiores a la de Bessemer en el proceso de producción del acero.) La dureza y tenacidad del acero ha posibilitado la construcción de los modernos rascacielos y puentes colgantes; fue el acero el que permitió acorazar barcos de guerra y proporcionó monstruosas piezas de artillería, y es acero sobre lo que corren los trenes.

Pero la fabricación de aceros no se detuvo en la combinación de carbono y hierro. El metalúrgico inglés Robert Ab-bot Hadfield (1858-1940) estudió las propiedades del acero a medida que le iba añadiendo metales en diferentes cantidades. La adición de manganeso parecía volver quebradizo el acero, pero Hadfield añadió más cantidad de la que habían probado hasta entonces los metalúrgicos. A partir del momento en que el acero tenía un 12 por 100 de manganeso perdía ese carácter quebradizo. Calentándolo a 1.000° C y templándolo en agua a continuación se volvía mucho más duro que el acero ordinario. Hadfield patentó su acero al manganeso en 1882, momento que marca el comienzo del triunfo del *acero de aleación.*

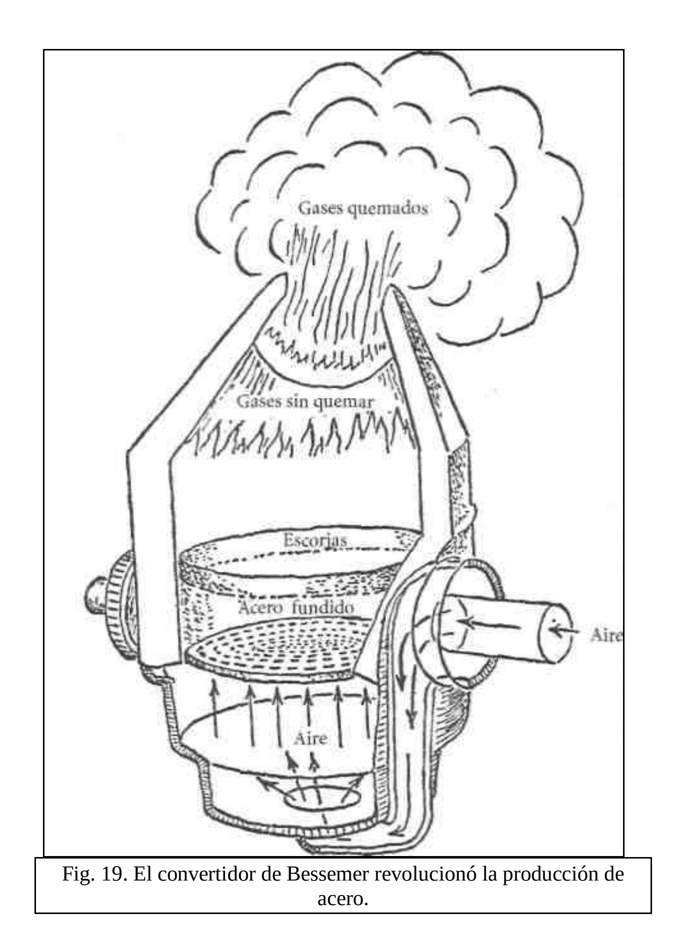


Fig. 19. El convertidor de Bessemer revolucionó la producción de acero.

Otros metales cuya adición al acero dieron buenos resultados fueron el cromo, el molibdeno, el vanadio, el tungsteno y el niobio, obteniéndose variedades de acero de aleación adecuadas a fines específicos. En 1919 el inventor americano Elwoor Haynes (1857-1925) patentó el *acero inoxidable,* que contenía cromo y níquel. En 1916 el

metalúrgico japonés Kotaro Honda (1870-1954) vio que añadiendo cobalto al acero al tungsteno se producía una aleación capaz de formar un imán más potente que el acero ordinario. Este descubrimiento abrió el camino a la obtención de aleaciones magnéticas más potentes todavía.

Simultáneamente entraron en uso nuevos metales. El *aluminio,* por ejemplo, es más abundante en el suelo terrestre que el hierro, y de hecho es el metal más común. Sin embargo, se encuentra siempre combinado en forma de compuestos. Mientras que el hierro ha sido conocido y preparado a partir de sus menas desde los tiempos prehistóricos, el aluminio ni siquiera fue reconocido como metal hasta que Wóhler (véase pág. 102) aisló una muestra impura en 1827.

Fue en 1855, gracias al químico francés Henry Etienne Sainte-Claire Deville (1818-81), cuando se elaboró un método adecuado para preparar aluminio más o menos puro en cantidades moderadas. Pero incluso entonces siguió siendo mucho más caro que el acero, de modo que se utilizaba sólo para adornos como el sonajero del hijo de Napoleón III o la corona del monumento a Washington.

En 1886, sin embargo, el joven estudiante de química americano Charles Martin Hall (1863-1914), oyendo a su profesor decir que quien descubriese un medio barato de fabricar aluminio se haría rico y famoso, decidió emprender la tarea. Trabajando en el laboratorio de su casa, descubrió que el óxido de aluminio podía disolverse en un mineral fundido llamado criolita. Una vez que el óxido estaba en solución, la electrólisis producía el propio aluminio. En el mismo año, el metalúrgico francés Paul Louis Toussaint Héroult (1863-1914) ideó en esencia el mismo método para producir el metal. El método de Hall-Héroult abarató el aluminio y lo puso al alcance de los usos más vulgares, como son las cacerolas de cocina.

El máximo valor del aluminio reside en su ligereza (un tercio del peso del acero). Esta dualidad lo hace especialmente indicado para la industria de la aviación, que devora también cantidades de *magnesio,* un metal aún más ligero. En la década de los treinta se idearon métodos para extraer magnesio de las sales disueltas en el océano proporcionándonos a partir de entonces una fuente prácticamente inagotable de este metal. (El bromo y el yodo -por no hablar ya de la propia sal- se extraen hoy día también del agua. Un problema de creciente importancia para el futuro es el de extraer agua potable del océano.)

Los metales como el *titanio* constituyen también una promesa. El titanio es un metal común, altamente resistente a los ácidos, de ligereza intermedia entre el aluminio y el acero y, si se prepara correctamente, el más fuerte de los metales, en relación con su peso. El *circonio* es semejante, pero abunda menos y es más pesado.

Las perspectivas para el futuro del titanio son particularmente brillantes en lo que se refiere a los aviones supersónicos que se diseñan y construyen hoy día. Incluso volando por las capas más altas de la atmósfera, un avión que se mueva a velocidades equivalentes a varias veces la del sonido, experimenta una fricción brutal por parte del aire. Su superficie externa debe soportar altas temperaturas, y es aquí donde está indicado especialmente el titanio, ya que en dichas condiciones mantiene su resistencia mejor que los demás metales.

Nitrógeno y flúor

Si bien es cierto que el nitrógeno nos rodea por todas partes en la atmósfera, allí está presente en forma de elemento, cuando para la mayoría de los organismos sólo es útil en forma de compuestos. Pero ocurre que el nitrógeno es casi inerte y difícilmente reacciona para formar compuestos. Así pues, a pesar de la omnipresencia del aire, el suelo es con frecuencia pobre en nitratos (el tipo de compuesto de nitrógeno más

corriente) y éstos deben aplicarse en forma de abonos animales o fertilizantes químicos. Los nitratos son también componentes de la pólvora, y se utilizan indirectamente en la formación de los más modernos explosivos, como la nitrocelulosa y la nitroglicerina.

Las reservas de nitratos de la tierra se mantienen gracias a la actividad de las tormentas. El nitrógeno y el oxígeno del aire se combinan en la proximidad de las chispas eléctricas para formar compuestos. Estos compuestos se disuelven en las gotas de lluvia y son transportados a tierra. Por otro lado, ciertos tipos de bacterias utilizan el nitrógeno elemental del aire para producir compuestos nitrogenados. Pero a medida que aumentaron las necesidades humanas de nitratos, tanto para fertilizantes como para explosivos, fue cada vez más difícil depender exclusivamente de las fuentes naturales. El químico alemán Fritz Haber (1868-1934) investigó métodos para combinar el nitrógeno atmosférico con el hidrógeno para formar amoniaco, que luego podía convertirse fácilmente en nitratos. En 1908 Haber consiguió su propósito, sometiendo nitrógeno e hidrógeno a altas presiones y utilizando hierro como catalizador.

Durante la Primera Guerra Mundial, el bloqueo de la flota británica cortó a Alemania el suministro de nitrato natural procedente del desierto de Chile (la mejor fuente natural). Pero para entonces el químico alemán Karl Bosch (1874-1940) había conseguido transformar el proceso de Haber de una experimentación de laboratorio en una operación industrial, y hacia la mitad de la guerra estaba produciendo ya todos los compuestos nitrogenados que Alemania necesitaba.

Exactamente opuesto era el caso del flúor: debido a su gran actividad, existe sólo en forma de compuestos, desafiando así en aquella época los esfuerzos de los químicos para pasarlo a su forma libre. Sin embargo, desde la época de Lavoisier, los químicos estaban seguros de que el elemento existía; tanto es así, que Newlands y Mendeleiev lo incluyeron en sus tablas periódicas (figuras 13 y 16), aunque ningún hombre lo había visto siquiera. Ciertamente, la electrólisis separaba el flúor de sus diversos compuestos moleculares, pero tan pronto como el gas se hallaba en forma de elemento, reaccionaba con la sustancia más cercana, formando de nuevo parte de un compuesto. (El flúor es el más activo de todos los elementos químicos.)

Después de Davy, muchos fueron los químicos que abordaron el problema en el siglo xix. El éxito le estaba reservado al químico francés Ferdinand Frédéric Henri Moissan (1852-1907). Moissan decidió que como el platino era una de las pocas sustancias que podía resistir al flúor, no había otra solución que preparar todo el equipo de platino, sin reparar en gastos. Y lo que es más, enfrió todo a -50° C, para amortiguar la gran reactividad del flúor. En 1886 hizo pasar una corriente eléctrica a través de una solución de fluoruro potásico en ácido fluorhídrico, en su equipo de platino, y consiguió su propósito. Al fin se había aislado el flúor, un gas amarillo pálido.

Aunque era una gran hazaña, Moissan se hizo más famoso todavía por otra conquista que en realidad no era tal. El carbón y el diamante son ambos formas de carbono, y se diferencian en que los átomos de carbono en el diamante están unidos de forma muy compacta. Se deduce de ello que si se ejerce una gran presión sobre el carbón, los átomos podrán disponerse de forma más compacta para formar diamante. Moissan trató de conseguirlo disolviendo carbón en hierro fundido y dejando que el carbón cristalizase a medida que el hierro se enfriaba.

En 1893 le pareció que había triunfado. Obtuvo varios diamantes minúsculos e impuros junto con un pedazo de diamante auténtico, de medio milímetro de longitud aproximadamente. Sin embargo, es posible que Moissan fuese víctima de un engaño, y que algún ayudante introdujese el diamante en el hierro. Actualmente sabemos, partiendo de consideraciones teóricas, que en las condiciones en que operó Moissan era imposible formar diamantes.

Un inventor americano, Edward Goodrich Acheson (1856-1931), intentó también la formación de diamante a partir de formas más ordinarias de carbono. Fracasó, pero en el proceso, mientras calentaba intensamente carbón en presencia de arcilla, obtuvo una sustancia extremadamente dura que denominó *carborundum.* Resultó ser *carburo de sílice* (un compuesto de silicio y carbono) y constituía un excelente abrasivo.

Para formar diamantes tenían que utilizarse presiones más altas que las disponibles en el siglo xix, junto con altas temperaturas que posibilitasen el cambio de posición de los átomos con razonable facilidad. El físico americano Percy William Bridgman (1882-1961) invirtió medio siglo, desde 1905, en idear un equipo capaz de conseguir presiones cada vez más altas. Diversos elementos y compuestos adquirían nuevas formas, en la que los átomos y las moléculas se organizaban en disposiciones anormalmente compactas. Se obtuvieron así, por ejemplo, variedades de hielo mucho más densas que el agua y con un punto de fusión más alto que el punto de ebullición del agua a presiones ordinarias[1]. En 1955, utilizando las técnicas de Brigman, se produjeron verdaderos diamantes sintéticos.

La frontera entre lo orgánico y lo inorgánico

Con la llegada del siglo xx comenzó a revelarse una extensa zona en la frontera entre la química orgánica y la química inorgánica.

El químico inglés Frederick Stanley Kipping (1863-1949) empezó a investigar en 1899 sobre los compuestos orgánicos que contenían el elemento silicio, que, junto con el oxígeno, es el elemento más común en la corteza terrestre. Durante un período de cuarenta años consiguió sintetizar un gran número de compuestos orgánicos que contenían uno o varios de estos átomos, tan característicos del mundo inorgánico. De hecho, era posible obtener cadenas infinitamente largas formadas por átomos de silicio y oxígeno alternativamente.

Este trabajo podría catalogarse en principio como puramente inorgánico, pero lo cierto es que cada átomo de silicio tiene cuatro valencias, de las que sólo dos se utilizan para combinarse con el oxígeno. Las otras dos pueden enlazarse a cualquiera de los diferentes grupos orgánicos. En la Segunda Guerra Mundial y a partir de ella, tales *siliconas* orgáni-co-inorgánicas alcanzaron importancia como lubricantes, fluidos hidráulicos, cauchos sintéticos, productos hidrófugos, etc.

Los compuestos orgánicos ordinarios están formados por átomos de carbono a los que se encuentran unidos otros átomos. En general, la mayoría de esos «otros átomos» son hidrógeno, de modo que los compuestos orgánicos pueden definirse como hidrocarburos y derivados. El átomo de flúor, sin embargo, es casi tan pequeño como el átomo de hidrógeno, y cabrá en cualquier parte donde quepa éste. Era de esperar, pues, que existiese una familia completa *de fluo-rocarburos* y derivados.

Uno de los primeros investigadores de los compuestos fluoro-orgánicos fue el químico americano Thomas Mid-gley, Jr. (1889-1944). En 1930 preparó *el freón* con una molécula que consistía en un átomo de carbono al que estaban unidos dos átomos de cloro y dos átomos de flúor. Se licúa fácilmente, de modo que puede usarse como un refrigerante en lugar de los otros gases fácilmente licuables, como el amoniaco y el dióxido de azufre. A diferencia de ellos, el freón es inodoro y atóxico, y además completamente ininflamable. Actualmente se usa casi de modo universal en los refrigeradores domésticos y en los acondicionadores de aire.

Durante la Segunda Guerra Mundial, el flúor y los compuestos fluorados se utilizaron en relación con los trabajos sobre el uranio y la bomba atómica (véase pág. 257). Se necesitaban lubricantes que no fuesen atacados por el flúor y con este propósito

se utilizaron fluorocarburos, ya que éstos habían soportado ya (por así decirlo) un ataque máximo por parte del flúor.

El flúor forma con el carbono un enlace muy resistente, y las cadenas de fluorocarburo son más estables y más inertes que las cadenas de hidrocarburos. Los polímeros de fluorocarburo son sustancias cerosas, hidrófugas, repelentes de los disolventes y eléctricamente aislantes. El *teflón*, un fluorocarburo plástico, comenzó a utilizarse en los años sesenta como recubrimiento de sartenes, con lo que no se necesita grasa para freír en ellas.

La complejidad inorgánica no precisa en absoluto del átomo de carbono, en ciertos casos. El químico alemán Alfred Stock (1876-1946) comenzó a estudiar los hidruros de boro (compuestos de boro e hidrógeno) en 1909 y halló que podían formarse compuestos extraordinariamente complicados, análogos en algunos sentidos a los hidrocarburos.

Desde la Segunda Guerra Mundial los hidruros de boro han alcanzado un uso inesperado como aditivos del combustible de los cohetes, a fin de incrementar el empuje que proyecta la nave hacia las capas superiores de la atmósfera y al espacio exterior. Además, los hidruros de boro resultaron ser de interés teórico, debido a que las fórmulas ordinarias del primer tipo ideado por Kekulé (ver pág. 118) se mostraron inadecuadas para explicar su estructura.

Pero todos estos éxitos, aunque conseguidos costosa e ingeniosamente, así y esenciales para la vida moderna, eran extraños a los asuntos más serios de la química del siglo xx. El científico puro se hallaba experimentando bajo la superficie del átomo, y para ver lo que encontró allí volveremos en el resto del libro a la línea de desarrollo fundamental de nuestro relato.

12. Electrones

Rayos catódicos

Cuando Leucipo y su discípulo Demócrito propusieron por vez primera la noción de átomo (véase pág. 22) lo concibieron como la partícula última e indivisible de la materia. Dal-ton, unos dos mil años después, mantuvo esa opinión (véase pág. 81). Parecía necesario suponer que, por definición, el átomo no tenía estructura interna. Si el átomo podía dividirse en entidades aún menores, ¿no serían entonces dichas entidades menores los verdaderos átomos?

A través del siglo xix persistió esta concepción del átomo como partícula carente de fisonomía, carente de estructura e indivisible. Cuando esta teoría se vino finalmente abajo, fue como consecuencia de una línea de experimentación que no era en absoluto de naturaleza química. Muy al contrario, sucedió mediante estudios de la corriente eléctrica.

Si en un lugar existe una concentración de carga eléctrica positiva, y en otro una concentración de carga eléctrica negativa, entre los dos se establece un *potencial eléctrico.* Bajo la fuerza impulsora de este potencial eléctrico, fluye una corriente eléctrica desde un punto al otro, tendiendo esta corriente a igualar la concentración.

La corriente fluye más fácilmente a través de unos materiales que de otros. Los metales, por ejemplo, son *conductores*, y basta incluso con un pequeño potencial eléctrico para originar una corriente a través de ellos. Las sustancias como el vidrio, la mica y el azufre son *no-conductores* o *aislantes,* y se precisan potenciales eléctricos enormes para impulsar a través de ellas aun las corrientes más pequeñas.

No obstante, partiendo de un potencial eléctrico suficiente, puede crearse una corriente a través de cualquier material, sólido, líquido o gaseoso. Algunos líquidos (una solución salina, por ejemplo) conducen corrientes eléctricas con bastante facilidad, como ya sabían, de hecho, los primeros experimentadores. Un rayo también representa una corriente eléctrica que se traslada casi instantáneamente a través de millas de aire.

A los experimentadores del siglo xix les parecía razonable avanzar un paso más e intentar conducir una corriente eléctrica a través del vacío. Sin embargo, para obtener resultados significativos, se precisaba un vacío lo bastante perfecto como para permitir que la corriente cruzase (si es que lo hacía) sin interferencias significativas por parte de la materia.

Los intentos de Faraday para dirigir electricidad a través del vacío fracasaron por falta de un vacío suficientemente perfecto. Pero en 1855, un soplador de vidrio alemán, Hein-rich Geissler (1814-79), ideó un método para producir vacíos más altos que los que se habían obtenido hasta entonces. Preparó recipientes de vidrio, haciendo el vacío en ellos. Un amigo suyo, el físico alemán Julius Plücker (1801-68) utilizó estos *tubos de Geissler en* sus experimentos eléctricos.

Plücker introdujo dos electrodos en tales tubos, estableció un potencial eléctrico entre ellos, y consiguió hacer pasar una corriente a través de los tubos. La corriente producía efectos luminiscentes dentro del tubo, y dichos efectos variaban precisamente de acuerdo con el grado de vacío. Si el va-

cío era muy alto, la luminiscencia desaparecía, pero el vidrio del tubo despedía una luz verde alrededor del ánodo.

El físico inglés William Crookes (1832-1919) ideó en 1875 un tubo con un vacío más perfecto (un *tubo de Crookes),* que permitía estudiar con mayor facilidad el paso de la corriente eléctrica a través del vacío. Parecía bastante claro que la corriente eléctrica se originaba en el cátodo y viajaba hasta el ánodo, donde chocaba con el vidrio que estaba junto a él y producía luminiscencia. Crookes demostró esto colocando un trozo

de metal en el tubo, y mostrando que proyectaba una sombra sobre el vidrio en el lado opuesto al cátodo[1].

Sin embargo, en aquella época los físicos no sabían en qué podría consistir la corriente eléctrica, ni podían decir con seguridad qué era lo que se estaba moviendo desde el cátodo al ánodo. Fuese lo que fuese, viajaba en línea recta (puesto que arrojaba sombras nítidas), de modo que, sin comprometerse para nada acerca de su naturaleza, podían hablar de una «radiación». En realidad, en 1876, el físico alemán Eu-gen Goldstein (1850-1930) llamó al flujo *rayos catódicos.*

Parecía natural suponer que los rayos catódicos podían ser una forma de luz, y estar formados por ondas. Las ondas viajaban en línea recta, como la luz, y, lo mismo que ésta, no parecían afectadas por la gravedad. Por otra parte, podía igualmente inferirse que los rayos catódicos consistían en partículas veloces, que, al ser tan ligeras o moverse tan rápidamente (o ambas cosas a la vez), no eran en absoluto afectadas por la gravedad o lo eran en cantidad inapreciable. El asunto fue motivo de considerable controversia durante algunas décadas, estando los físicos alemanes fuertemente inclinados hacia la concepción ondulatoria, y los físicos ingleses hacia la corpuscular.

Un modo de decidir entre las dos alternativas sería averiguar si los rayos catódicos eran desviados por la acción de un imán. Las partículas podían ser magnéticas, o podían llevar una carga eléctrica, y en cualquier caso serían mucho más fácilmente desviadas por un campo que si fuesen ondas.

El mismo Plücker había mostrado que este efecto existía, y Crookes había hecho lo propio independientemente. Sin embargo, todavía quedaba una cuestión. Si los rayos catódicos estaban formados por partículas cargadas, un campo eléctrico podría desviarlas, aunque al principio no se detectó este efecto.

En 1897, el físico inglés Joseph John Thomson (1856-1940), trabajando con tubos de alto vacío, logró finalmente demostrar la deflexión de los rayos catódicos en un campo eléctrico (ver fig. 20). Ese fue el eslabón final en la cadena de pruebas, y a partir de entonces hubo que aceptar que los rayos catódicos eran corrientes de partículas que transportaban una carga eléctrica negativa. La magnitud de la desviación de una partícula de rayos catódicos en un campo magnético de fuerza dada viene determinada por su masa y por el tamaño de su carga eléctrica. Thomson logró también medir el cociente entre la masa y la carga, si bien no pudo medir cada una por separado.

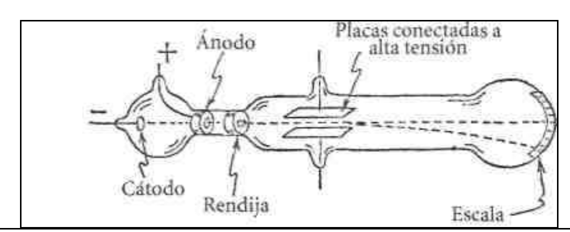


Fig. 20. El tubo de rayos catódicos permitió a Thomson medir la desviación de los haces electrónicos en campos eléctricos de intensidad conocida. El haz pasaba entre las placas, cuyo campo desviaba a los electrones, desplazando sus puntos de choque a lo largo de la escala.

La masa más pequeña conocida era la del átomo de hidrógeno, y si las partículas de los rayos catódicos se suponían de esa misma masa, deberían transportar una carga eléctrica cientos de veces mayor que la menor carga conocida (la del ion hidrógeno). Si, por otra parte, se suponía que las partículas de los rayos catódicos tenían la menor carga observada en los iones, entonces su masa debería ser sólo una pequeña fracción de la del átomo de hidrógeno. Una de estas dos alternativas debería de cumplirse necesariamente, según la determinación de Thomson de la relación masa/ carga.

Había buenas razones para preferir la última alternativa y suponer que las partículas de los rayos catódicos eran mucho menores que cualquier átomo. Hacia 1911 quedó esto definitivamente probado por el físico americano Robert Andrews Millikan (1868-1953), que midió con bastante exactitud la mínima carga eléctrica que podía transportar una partícula.

Si esta carga era transportada por una partícula de rayos catódicos, su masa sería solamente 1/1837 de la del hidrógeno. En consecuencia, se trataba de la primera *partícula subatómica* descubierta.

Desde la época de las leyes de Faraday sobre la electrólisis (véase pág. 99) se había pensado que la electricidad podía ser transportada por partículas. En 1891, el físico irlandés George Johnstone Stoney (1826-1911) había incluso sugerido un nombre para la unidad fundamental de electricidad, fuese o no una partícula. Sugirió el nombre de *electrón.*

Ahora aparecía, por fin, en forma de partícula de rayos catódicos, el *«átomo de electricidad»*, acerca del cual habían especulado los hombres a lo largo de medio siglo. Esas partículas acabaron llamándose electrones, como Stoney había sugerido, y J.}. Thomson se considera, por tanto, como el descubridor del electrón.

El efecto fotoeléctrico

Quedaba ahora por determinar si existía alguna relación entre el electrón y el átomo. El electrón podía ser la partícula de electricidad, y el átomo la partícula de materia; y ambas podían carecer, quizá, de estructura, ser partículas esenciales, completamente independientes la una de la otra.

Pero estaba bastante claro que la independencia acaso fuese total. Arrhenius, en los años 1880-89, había propuesto su teoría de la disociación iónica (ver pág. 167) y había explicado el comportamiento de los iones suponiendo que eran átomos o grupos de átomos cargados eléctricamente. En aquel momento, la mayoría de los químicos tacharon la idea de absurda, pero ahora las cosas eran distintas.

Imaginemos un electrón ligado a un átomo de cloro. Tendríamos entonces un átomo de cloro portador de una sola carga negativa, lo que constituiría el *ion cloruro.* Si dos electrones se uniesen a un grupo atómico compuesto de un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno, el resultado sería un *ion sulfato* doblemente cargado, y así sucesivamente. De este modo se podrían explicar fácilmente todos los iones cargados negativamente.

Pero ¿cómo explicar los iones cargados positivamente? El *ion sodio,* por ejemplo, era un átomo de sodio portador de una carga positiva. Por aquel entonces no se conocía ninguna partícula cargada positivamente que se pareciese al electrón, de modo que no se podía utilizar el recurso de suponer que los átomos se unirían a tales partículas de carga positiva.

Otra posibilidad era que la carga positiva se creara quitándole uno o dos electrones al átomo: ¡electrones que habían existido como parte del mismo átomo!

Esta revolucionaria posibilidad era tanto más plausible debido a un fenómeno observado por primera vez en 1888 por el físico alemán Heinrich Rudolf Hertz (1857-1894), en el curso de unos experimentos en los que descubrió las ondas de radio.

Mientras enviaba una chispa eléctrica a través de un espacio de aire de un electrodo a otro, Hertz halló que cuando en el cátodo incidía una luz ultravioleta, la chispa saltaba más fácilmente. Esto, junto con otros fenómenos eléctricos provocados por la incidencia de la luz sobre el metal, se denominó posteriormente *efecto fotoeléctrico.*

En 1902, el físico alemán Philipp Eduard Antón Lenard (1862-1947), que en sus

primeros años había trabajado de ayudante en el laboratorio de Hertz, demostró que el efecto fotoeléctrico se producía por la emisión de electrones por parte del metal.

Eran muchos los metales que exhibían efectos fotoeléctricos; todos ellos emitían electrones bajo el impacto de la luz, incluso cuando no existía corriente eléctrica o carga eléctrica en las proximidades. En consecuencia, parecía razonable suponer que los átomos metálicos (y probablemente todos los átomos) contenían electrones.

Pero los átomos en su estado normal no poseían carga eléctrica. Si contenían electrones cargados negativamente, debían contener también una carga positiva que lo contrarrestase. Lenard pensó que los átomos podían consistir en agrupaciones tanto de partículas positivas como negativas, iguales en todos los aspectos salvo en la carga. Esta posibilidad, sin embargo, parecía bastante improbable, ya que de ser así ¿por qué no emitía nunca el átomo partículas de carga positiva? ¿Por qué eran siempre electrones y solamente electrones?

J. J. Thomson sugirió entonces que el átomo era una esfera sólida de material cargado positivamente, con electrones cargados negativamente incrustados en ella, como las pasas

de una tarta. En el átomo ordinario, la carga negativa de los electrones neutralizaba exactamente a la carga positiva del propio átomo. La adición de nuevos electrones proporcionaba al átomo una carga negativa, mientras que la pérdida de algunos de los electrones originarios le proporcionaba una carga positiva.

Sin embargo, el concepto de un átomo sólido, cargado positivamente, no logró prevalecer. Mientras que las partículas con carga positiva y exactamente comparables a un electrón siguieron siendo desconocidas en las primeras décadas del siglo xx, se descubrieron otros tipos de partículas positivas.

En 1886, Goldstein (que habia dado su nombre a los rayos catódicos) realizó algunos experimentos con un cátodo perforado en un tubo en el que había hecho el vacío. Cuando se provocaban rayos catódicos en un sentido hacia el ánodo, otros rayos se abrían paso a través de los agujeros del cátodo, y eran despedidos en el sentido contrario.

Como estos nuevos rayos viajaban en el sentido contrario al de los rayos catódicos cargados negativamente, parecía que debían estar compuestos por partículas cargadas positivamente. Esta hipótesis se confirmó al estudiar la forma en la que se desviaban en un campo magnético. En 1907, J. J. Thomson los llamó *rayos positivos.*

Los rayos positivos se diferenciaban de los electrones en algo más que la carga. Todos los electrones tenían la misma masa, pero no así las partículas de los rayos positivos, donde la masa dependía de los gases que estuvieran presentes (en trazas) en el tubo de vacío. Además, mientras que los electrones eran sólo 1/1837 de la masa del átomo más ligero, las partículas de los rayos positivos tenían la misma masa que los átomos. Hasta la más ligera partícula de los rayos positivos tenía una masa tan grande como la del átomo de hidrógeno.

El físico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937) decidió finalmente aceptar el hecho de que la unidad de carga positiva era una partícula bastante diferente del electrón, que era la unidad de carga negativa. Sugirió en 1914 que la partícula más pequeña de los rayos positivos, la que tenía la masa del átomo de hidrógeno, fuese aceptada como la unidad fundamental de carga positiva. Sus opiniones se vieron confirmadas por sus posteriores experimentos sobre reacciones nucleares (véase pág. 245), en lo que frecuentemente vio que obtenía una partícula idéntica a un núcleo de hidrógeno. En 1920, Rutherford sugirió que su partícula positiva fundamental se denominase protón.

Radiactividad

Al descubrimiento de las partículas cargadas positivamente se llegó también a través de una línea de experimentación completamente diferente.

El físico alemán Wilhelm Konrad Róntgen (1845-1923) se hallaba interesado en la capacidad de los rayos catódicos para provocar la luminiscencia de determinadas sustancias químicas. Con el fin de observar la mortecina luz que se producía, oscureció la habitación y envolvió su tubo de vacío en una cartulina negra y fina. Trabajando en 1895 con dicho tubo observó un destello de luz que no provenía de éste. A bastante distancia del tubo se hallaba una hoja de papel cubierta con un producto químico, que es lo que resplandecía. Pero sólo resplandecía cuando estaban actuando los rayos catódicos, y no en otro momento.

Rontgen sacó la conclusión de que cuando los rayos catódicos chocaban con el ánodo se creaba alguna forma de radiación que podía pasar a través del vidrio del tubo y del cartón que lo rodeaba, y chocar con los materiales circundantes. En efecto, si trasladaba el papel tratado químicamente a la habitación de al lado, seguía resplandeciendo cuando actuaban los rayos catódicos, de modo que había que deducir que la radiación era capaz de atravesar las paredes. Róntgen llamó a esta penetrante radiación *rayos X*, denominación que se ha conservado hasta la actualidad. (Posteriormente se determinó que los rayos X eran de la misma naturaleza que las ondas luminosas, pero mucho más energéticas.) (Véase fig. 21.)

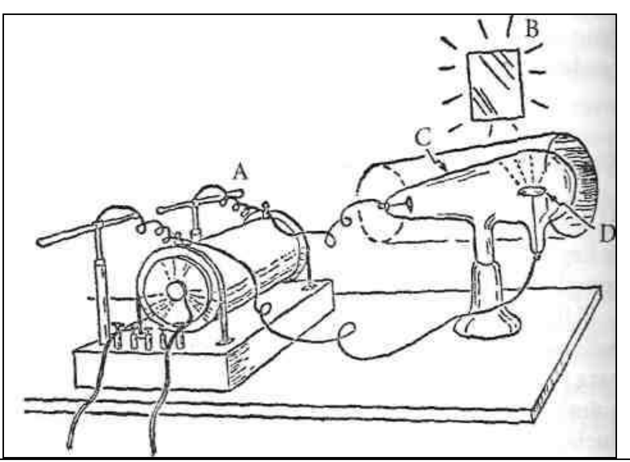


Fig. 21. El aparato de rayos X utilizado por Rontgen consistía en: (A) bobina inductora de alto voltaje; (B) papel pintado con platino-cianuro bárico, que resplandecía al ser alcanzado por los rayos; (C) tubo rodeado por una envoltura cilindrica de cartón negro; (D) el cátodo, que emitía electrones.

El mundo de la física se interesó en seguida por los rayos X, y entre los que comenzaron a experimentar con ellos se encontraba el físico francés Antoine Henri Becquerel (1852-1908). Interesado en la capacidad de algunos productos químicos para resplandecer con una luz característica propia *(fluorescencia)* al ser expuestos a la luz del sol, se planteó la pregunta de si el resplandor fluorescente contenía o no rayos X.

En 1896, Becquerel envolvió una película fotográfica en un papel negro y la colocó a la luz del sol, con un cristal de cierto compuesto de uranio encima. El cristal era una sustancia fluorescente; y si la luz emitida fuese simplemente luz ordinaria, no pasaría a través del papel negro ni afectaría a la película fotográfica. Si existiesen en ella rayos X, pasarían a través del papel y oscurecerían la película. Becquerel observó que la película se había velado. Pero descubrió que aunque el cristal no estuviese expuesto a la

luz -no habiendo, pues, fluorescencia- oscurecía de todos modos la película fotográfica. En resumen, ¡los cristales emitían una radiación penetrante en todo momento!

Marie Sklodowska Curie (1867-1934), la primera mujer científica de renombre, dio a este fenómeno el nombre de *radiactividad.* Determinó que no era todo el compuesto de uranio, sino específicamente el átomo de uranio, el que era radiactivo. Tanto si el átomo se hallaba en su forma de elemento, como si formaba parte de un compuesto, era radiactivo. En 1898 descubrió que el torio, un metal pesado, era también radiactivo. Madame Curie, polaca de nacimiento, llevó a cabo sus investigaciones con la ayuda de su marido el francés Pierre Curie, físico notable.

La radiación emitida por el uranio y el torio se manifestó rápidamente como de naturaleza bastante compleja. Cuando un haz de dicha radiación se hacía pasar a través de un campo magnético, parte se desviaba ligeramente en un sentido, parte se desviaba fuertemente en el sentido contrario, y parte resultaba inafectada. Rutherford dio a estos tres componentes de la radiación los nombres de *rayos alfa, rayos beta* y *rayos gamma,* respectivamente, tomados de las tres primeras letras del alfabeto griego.

Como los rayos gamma no resultaban desviados por el campo magnético, se decidió que era una radiación semejante a la luz, como los rayos X, pero aún más energéticos. Los rayos beta eran desviados en el mismo sentido y en la misma proporción que los rayos catódicos; Becquerel determinó que estos rayos se componían de electrones rápidos. Los electrones individuales emitidos por las sustancias radiactivas se designan, por tanto, con el nombre *de partículas beta.* Quedaba por determinar todavía la naturaleza de los rayos alfa.

Los experimentos con rayos alfa en campos magnéticos mostraron una desviación opuesta a la de los rayos beta. Así pues, los rayos alfa tenían que estar cargados positivamente. Resultaban desviados sólo muy ligeramente, por lo que debían tener una masa muy grande; en efecto, resultó que tenían cuatro veces la masa de las partículas que Rutherford había denominado protones.

Esta proporción de pesos parecía indicar que los rayos alfa podían consistir en partículas compuestas de cuatro protones cada una. Pero en ese caso, cada partícula debería poseer una carga positiva igual a la de cuatro protones; sin embargo, tal como se descubrió, su carga solamente era igual a la de dos protones. Por esta razón hubo que suponer que la partícula alfa, junto con los cuatro protones, contenía también dos electrones. Estos electrones neutralizarían dos de las cargas positivas sin añadir prácticamente ninguna masa.

Durante cerca de treinta años se creyó que esta combinación de protones y electrones constituía la estructura de las partículas alfa y que combinaciones parecidas formarían otras partículas de carga positiva. Sin embargo, esta deducción planteaba problemas. Existían razones teóricas para dudar de que la partícula alfa pudiese estar formada de hasta seis partículas más pequeñas.

En 1932, durante los experimentos sugeridos por Ruther-ford, el físico inglés James Chadwick (1891-1974) descubrió una partícula que tenía exactamente la misma masa que el protón, pero que no poseía ninguna carga eléctrica. Debido a que era eléctricamente neutra, se denominó *neutrón.*

Werner Karl Heisenberg (1901-76), un físico alemán, sugirió en seguida que no eran combinaciones de protón-electrón las que formaban las partículas cargadas positivamente, sino combinaciones de protón-neutrón. La partícula alfa, según esta sugerencia, estaría compuesta de dos protones y dos neutrones, con una carga positiva total de dos, y una masa total cuatro veces superior a la de un solo protón.

Los físicos hallaron que una partícula alfa formada por cuatro partículas subatómicas en lugar de seis se ajustaba maravillosamente a sus teorías. Desde entonces

se ha aceptado la estructura protón-neutrón.

13. El átomo nucleado

Número atómico

Las radiaciones producidas por el uranio y el torio eran bastante débiles, y resultaba difícil trabajar con ellas. Esta situación fue remediada por Mme. Curie. Al investigar la radiactividad de los minerales de uranio, halló algunas muestras de mineral con bajo contenido en uranio, que no obstante eran intensamente radiactivas, incluso más que el uranio puro.

Llegó a la conclusión de que el mineral debía contener algún elemento radiactivo distinto del uranio. Como conocía todos los componentes del mineral que se hallaban en cantidades significativas, y como se sabía que todos ellos eran no-radiactivos, el elemento desconocido debía estar presente en cantidades muy pequeñas y, en consecuencia, ser extremadamente radiactivo.

Durante el año 1898, ella y su marido trabajaron intensamente con grandes cantidades del mineral, tratando de concentrar la radiactividad y de aislar el nuevo elemento. En julio de ese año lograron su propósito, y llamaron al nuevo elemento *polonio,* debido al origen polaco de Mme. Curie. En diciembre se localizó un segundo elemento, el *radio.*

El radio era extremadamente radiactivo, emitiendo radiaciones 300.000 veces mayores que las producidas por el mismo peso de uranio. Además, era muy raro. A partir de toneladas de mineral, los Curie sólo pudieron obtener aproximadamente 1/300 de onza de radio.

Otros elementos fuertemente radiactivos se descubrieron en trazas minúsculas. En 1899, el químico francés André Louis Debierne (1874-1949) descubrió el *actinio.* En 1900, el físico alemán Friedrich Ernst Dorn (1848-1916) descubrió un gas radiactivo, que posteriormente recibió el nombre de *radón.* Era uno de los gases nobles (véanse págs. 148 ss.) y encajaba debajo del xenón en la tabla periódica. Finalmente, en 1917, los químicos alemanes Otto Hahn (1879-1968) y Lise Meitner (1878-1968) descubrieron *el protactinio.*

Estos elementos raros pero extremadamente radiactivos servían como «cañones de partículas». El plomo absorbe la radiación. Si se coloca una porción de material que contenga algunos de estos elementos en una caja forrada de plomo con un orificio, casi todas las partículas que salen despedidas quedan absorbidas por el plomo, pero algunas atravesarán el agujero y formarán un delgado flujo de muchas partículas muy energéticas que pueden dirigirse contra un blanco.

Fue Rutherford quien utilizó tales «cañones de partículas» con más eficacia. Comenzó en 1906, bombardeando delgadas láminas de metal (oro, por ejemplo), con partículas alfa rápidas. La mayoría de las partículas alfa pasaban limpiamente a su través sin ser afectadas ni desviadas, quedando registradas en una placa fotográfica colocada detrás. Pero había otras que sí se desviaban, incluso con ángulos grandes.

Como la lámina de oro que servía de blanco tenía un espesor de dos mil átomos, y como la mayoría de las partículas alfa pasaban a través de ella sin chocar con nada, daba la impresión de que los átomos estaban constituidos en su mayor parte por espacio vacío. Ahora bien, el hecho de que algunas particulas alfa se desviasen enormemente significaba que en alguna parte del átomo debía de existir una región muy masiva, cargada positivamente, capaz de repeler las partículas *alfa* también cargadas positivamente.

Rutherford elaboró entonces la teoría del *núcleo atómico.* El átomo, dijo, contiene en su centro un núcleo muy diminuto, que está cargado positivamente y que

contiene todos los protones (y, como se descubrió más tarde, también los neutrones). El *núcleo atómico* tiene que ser pequeñísimo, para justificar la pequeña fracción de partículas alfa que se desviaban, pero también tiene que contener prácticamente toda masa del átomo.

En las zonas más externas del átomo están los electrones cargados negativamente, que son demasiado ligeros para formar una importante barrera ante el paso de las partículas alfa. Aunque los protones y las partículas alfa tienen una masa análoga a la de los átomos, son en realidad simples núcleos atómicos. Ocupan tan poco espacio en comparación con el átomo que, a pesar de su masa, también pueden considerarse como partículas subatómicas.

El átomo nuclear de Rutherford matizó aún más la cuestión de la indivisibilidad del átomo. El núcleo central, que era el corazón del átomo, estaba rodeado y protegido por una nube de electrones. Permanecía impecable e intacto a pesar de todos los cambios químicos. Fue esta aparente permanencia del núcleo la que condujo a que todas las pruebas experimentales previas a los años 1890-99 sugiriesen la idea de un átomo indivisible.

Sin embargo, el átomo sí sufría cambios en las reacciones químicas ordinarias. Gran parte de la nube electrónica permanecía intacta, pero no toda. Algunos electrones podían ser eliminados de la «superficie» del átomo, o añadidos a ella. De este modo, el problema de los iones, que había desconcertado a tres generaciones de químicos, quedó finalmente resuelto.

Si se acepta el núcleo atómico, la siguiente pregunta es: ¿en que se diferencia el núcleo atómico de un elemento del de otro?

Desde los tiempos de Dalton se sabía que los diversos átomos se diferenciaban en la masa (ver pág. 81), pero cómo se refleja esta diferencia en las partículas subatómicas que componen el núcleo atómico?

Los primeros indicios de una posible respuesta provinieron del estudio de los rayos X. El físico alemán Max Theodor Félix von Laue (1879-1960) comenzó en 1909 abombardear cristales con rayos X. Estos experimentos clásicos establecieron dos hechos fundamentales: los cristales consisten en átomos ordenados en una estructura geométrica de capas regulares, y estas capas dispersan los rayos X según un modelo fijo. Según la forma en que son desviados (o difractados) los rayos X, puede determinarse el tamaño (longitud de onda) de las minúsculas ondas que componen los rayos X.

A continuación, el físico inglés Charles Glover Barkla (1877-1944) descubrió en 1911 que cuando los rayos X son desviados por determinados elementos, producen haces que penetran la materia en cantidades características. Cada elemento da lugar a una serie determinada de *rayos X característicos.* Otro físico inglés, Henry Gwyn-Jeffreys Moseley (1887-1915) utilizó el método de Laue para determinar la longitud de onda de estos rayos X característicos. En 1913 halló que su longitud de onda disminuía lentamente a medida que aumentaba el peso atómico de los elementos que los emitían. Esta proporción inversa, argüyó Moseley, dependía de la magnitud de la carga positiva existente en el núcleo del átomo. Cuanto mayor fuese la carga, más corta sería la longitud de onda de los rayos X característicos.

En realidad, a partir de la longitud de onda era posible calcular cuál debía ser la carga de los átomos de un elemento determinado. De modo que, como se demostró posteriormente, el hidrógeno tenía una carga nuclear de + 1, el helio + 2, el litio + 3, y así sucesivamente hasta llegar al uranio, con + 92[1].

La magnitud de la carga nuclear se denomina el *número atómico.* Por primera vez se comprendió que, cuando Men-deleiev había ordenado sus elementos en orden a

lo que se pensó era el peso atómico, en realidad los estaba ordenando en orden a su número atómico. En el par de casos en que había colocado los átomos de mayor masa delante de los de menor masa (véase pág. 142), éstos tenían no obstante un número atómico mayor, debido a razones que discutiremos en breve.

Por fin se podía sustituir la definición operacional que diera Boyle del concepto «elemento» (como una sustancia que no pedía descomponerse en sustancias más simples) por una definición estructural. La definición de elemento, en el siglo XX, sería: un elemento es una sustancia que se compone de átomos que poseen todos un número atómico idéntico y característico.

También por primera vez fue posible predecir exactamente cuántos elementos quedaban por descubrir. Todos los números atómicos desde el 1 al 92 estaban ya ocupados por elementos conocidos en 1913, excepto siete: los números atómicos 43, 61, 72, 75, 85,87 y 91. En 1917 se descubrió el *protactinio* (número atómico 91). En 1923 se descubrió el *hafnio* (número atómico 72), y en 1925, el *rhenio* (número atómico 75). Quedaban entonces exactamente cuatro huecos en la tabla periódica: los correspondientes a los números atómicos 43, 61, 85 y 87. Parecía que sólo quedaban cuatro elementos por descubrir; pero lo cierto es que los huecos persistieron hasta bien entrados los años treinta (véase pág. 251).

Puesto que el protón es la única partícula cargada positivamente del núcleo, el número atómico es igual al número de protones existente en el núcleo. El aluminio, con un número atómico de 13, deberá contener 13 protones en el núcleo. Pero como su peso atómico es 27, deberá contener también (como se descubrió más tarde) 14 neutrones en el núcleo. Los neutrones aportan masa pero no carga. Del mismo modo, un átomo de sodio con un número atómico de 11 y un peso atómico de 23 debe poseer un núcleo de 11 protones y 12 neutrones (como tanto los protones como los neutrones se encuentran en el núcleo, se agrupan bajo el nombre de *nucleones).*

El átomo, en su estado normal, es eléctricamente neutro. Esto significa que por cada protón que exista en el núcleo debe haber un electrón en la periferia. En consecuencia, el número de electrones del átomo neutro es igual al número atómico. Un átomo de hidrógeno contiene 1 electrón, un átomo de sodio 11 electrones, un átomo de uranio 92 electrones, y así sucesivamente[2].

Capas electrónicas

Cuando dos átomos chocan y reaccionan, se unen compartiendo determinado número de electrones, o bien se separan de nuevo después de haber cedido uno o más electrones al otro átomo. Este compartir o ceder electrones es lo que se traduce en los cambios de las propiedades observadas en sus sustancias que sufren reacciones químicas.

A partir de los cuidadosos trabajos con los rayos X característicos comenzó a emerger un cierto orden relativo a la forma de dichos cambios electrónicos. De tales trabajos surgió la idea de que dentro del átomo los electrones existían en grupos que solían describirse como *capas electrónicas.* Podemos imaginar que las capas envuelven al núcleo como las hojas de una cebolla donde cada capa es capaz de contener más electrones que la anterior. Las capas se designaron con las letras K, L, M, N, etc.

La capa más interna, la K, puede contener sólo dos electrones, la capa L puede encerrar ocho, la capa M hasta dieciocho, y así sucesivamente. Este concepto sirvió finalmente para explicar la tabla periódica.

Los tres electrones del átomo de litio, por ejemplo, están ordenados en la forma 2,1 a lo largo de las capas electrónicas; los once electrones del átomo de sodio están dispuestos en forma 2,8,1; los diecinueve electrones de los átomos de potasio se

disponen 2,8,8,1; y así sucesivamente. Cada uno de los metales alcalinos tiene los electrones de sus átomos dispuestos de tal modo que la capa electrónica más externa contiene sólo un electrón.

Como es la capa electrónica más externa la que entra en contacto en las colisiones entre átomos, es de esperar que sea el número de electrones de dicha capa el que determine la actividad química de un elemento. Elementos diferentes que tengan las capas electrónicas más externas semejantes, tendrán propiedades parecidas. Por esta razón es por lo que los diversos metales alcalinos tienen propiedades tan semejantes.

Del mismo modo, los elementos alcalino-térreos (magnesio, calcio, estroncio y bario) son todos semejantes, ya que cada uno posee dos electrones en la capa más externa. Los halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo) poseen todos siete electrones en su capa más externa; mientras que los gases nobles (neón, argón, criptón y xenón) poseen todos ocho.

En realidad, Mendeleiev, al ordenar su tabla periódica, había colocado -sin saberlo, desde luego- los elementos en filas y columnas de acuerdo con la disposición de sus átomos en las capas electrónicas.

Como el número de electrones aumenta a medida que los átomos son más pesados, llega un momento en que las capas electrónicas comienzan a solaparse. Hay átomos de números atómicos consecutivos que incorporan electrones a capas internas, mientras que el número de electrones de la capa externa permanece constante. Esta configuración ocurre especialmente en los elementos de tierras raras, cuyos números atómicos oscilan del 57 al 71 inclusive. Mientras que hallamos un incremento en el número de electrones de las capas internas a medida que avanzamos en la tabla periódica, todas las tierras raras conservan tres electrones en la capa más externa. Esta semejanza de las capas más externas explicaba, al fin, por qué los elementos de este grupo eran tan extrañamente semejantes en sus propiedades.

Mendeleiev había ordenado su tabla periódica en base a la valencia de los diferentes elementos, y no a sus disposiciones electrónicas, que le eran desconocidas. Así, parecía razonable suponer que la valencia de un elemento era determinada por su disposición electrónica.

El químico alemán Richard Abegg (1869-1910) había señalado, en 1904, que los gases nobles debían poseer una configuración electrónica especialmente estable. Los átomos de un gas noble no tenían tendencia a aumentar ni disminuir su número de electrones, y por eso no participaban en las reacciones químicas. Se deducía que otros átomos podían ceder o aceptar electrones con el fin de alcanzar la configuración de gases nobles.

Los once electrones del sodio están dispuestos en la forma 2,8,1, mientras que los diecisiete electrones del cloro son 2, 8,7. Si el sodio cede un electrón y el cloro acepta uno, el primero alcanza la configuración de 2,8 del neón, y el último la configuración de 2,8,8 del argón.

Naturalmente, el átomo de sodio, al ceder un electrón cargado negativamente, se queda con una carga positiva, y se convierte en ion sodio. El átomo de cloro, al ganar un electrón, gana una carga negativa, y se convierte en ion cloro. Los dos tienden a unirse en virtud de la atracción eléctrica entre las cargas de distinto signo, como había sospechado Berzelius un siglo antes (véase pág. 112).

Se deduce de esta consideración que el sodio tendrá una valencia de 1. No puede ceder más de un electrón sin romper su disposición estable de 2, 8. Tampoco el átomo de cloro puede aceptar más de un electrón. Por otra parte, el calcio, con una disposición de 2, 8, 8, 2, tiende a ceder dos electrones, y el oxígeno, con una disposición de 2,6, tiende a aceptar dos electrones. Naturalmente, ambos elementos tendrán una valencia de

2.

Son estos desplazamientos electrónicos, dicho sea de paso, los que hacen posibles las concentraciones de carga en un lugar o en otro, de modo que las reacciones químicas pueden servir como fuentes de corriente eléctrica, tal como había descubierto Volta un siglo antes (véase pág. 86).

Desde el punto de vista electrónico, el peso equivalente resultaba ser igual a los pesos relativos de los elementos implicados en un solo desplazamiento electrónico de este tipo. El peso equivalente es, después de todo, el peso atómico dividido por la valencia (ver pág. 117) o, en otras palabras, el peso atómico dividido por el número de electrones transferidos.

Sin embargo, la sugerencia de Abegg consideraba solamente las transferencias completas de electrones de un átomo a otro, cuyo resultado eran iones cargados eléctricamente que se mantenían unidos por atracción electrostática. En este caso se habla de *electrovalencia.* Dos químicos americanos, Gilbert Newton Lewis (1875-1946) e Irving Langmuir (1881-1957), propagaron de modo independiente esta idea en los años siguientes a 1916. Entre otras cosas sugirieron una explicación para la estructura de la molécula del cloro, en la que dos átomos de cloro están estrechamente unidos entre sí. Ciertamente, no existe ninguna razón para que un átomo de cloro transfiera un electrón a otro átomo de cloro, y desde luego no podrían mantenerse juntos por atracción electrostática ordinaria. Tanto la teoría de Berzelius como la de Abegg sobre la atracción interatómica fallan en este punto.

En cambio, la sugerencia de Lewis-Lagmuir era que cada átomo podía aportar un electrón a un fondo común. Los dos electrones del fondo común estarían en la capa electrónica más externa de ambos átomos. La disposición electrónica en la molécula de cloro podía describirse entonces como: 2, 8,6, $^{1}_{1}$, 6,8,2, incluyéndose ambos electrones comunes en el total electrónico de cada átomo. Cada átomo tendría así la configuración de 2, 8, 8 en lugar de la disposición mucho menos estable de 2,8,7 de los átomos de cloro aislados. Por esta razón, la molécula de cloro es mucho más estable que los átomos libres.

Con el fin de mantener todos los electrones en la capa electrónica más externa, los dos átomos han de permanecer en contacto, y se precisa una energía considerable para separarlos. Cada uno de los electrones aportados al fondo común representa una valencia de 1 para el átomo del que procede. Dicha valencia, al precisar la acción de dos átomos en colaboración, es una *covalencia.*

La teoría de Lewis-Langmuir resultaba especialmente apta para los compuestos orgánicos, ya que los enlaces entre un átomo de carbono y otro, o entre un átomo de carbono y un átomo de hidrógeno, se explicaban fácilmente de esta forma. En consecuencia, la mayoría de las moléculas orgánicas podían representarse fácilmente mediante *fórmulas electrónicas* en las cuales, por lo general, el viejo tracito de la fórmula de Kekulé (véase pág. 118) era reemplazado por un par electrónico compartido.

De hecho, el químico inglés Nevil Vincent Sidgwick (1873-1952) logró ampliar en los años veinte el concepto de covalencia por pares electrónicos a los compuestos inorgánicos. En particular, lo aplicó a los compuestos de coordinación de Werner (véase pág. 127) en los que las representaciones ordinarias de Kekulé eran difíciles de aplicar.

En todos estos cambios químicos sólo se trasladaban los electrones. Los protones (en todos los casos excepto en uno) quedan perfectamente protegidos en el núcleo central. El caso excepcional es el del hidrógeno, que tiene un núcleo formado por un solo protón. Si el átomo de hidrógeno resulta ionizado mediante la pérdida de su único electrón, el protón queda al descubierto[3].

En 1923, el químico danés Johannes Nicolaus Bronsted (1879-1947) introdujo

un nuevo punto de vista acerca de los ácidos y las bases (véase pág. 78). Un ácido se definía como un compuesto que tendía a ceder un protón (o ion hidrógeno), mientras que una base era un compuesto propenso a combinarse con un protón. Este nuevo punto de vista explicaba todos los hechos que ya habían sido satisfactoriamente explicados por la antigua teoría. Pero además proporcionaba una mayor flexibilidad que hacía posible extender las nociones de ácido-base a campos en los que la antigua teoría resultaba incorrecta.

Resonancia

Las relativamente pequeñas moléculas y las rápidas reacciones iónicas de la química inorgánica se habían mostrado relativamente fáciles de estudiar. Los químicos, ya desde la época de Lavoisier, podían predecir el curso de tales reacciones y la forma de modificarlas para ajustarse a necesidades particulares. Las complejas moléculas y lentas reacciones de la química orgánica eran mucho más difíciles de analizar.

Con frecuencia existían varias formas en que podían reaccionar dos sustancias; guiar la reacción según una vía deseada era cuestión de arte y de intuición antes que de conocimiento cierto.

Sin embargo, el átomo electrónico ofreció a los químicos orgánicos una nueva visión de su propio campo. A finales de la década de los veinte, hombres como el químico inglés Christopher Ingold (n. 1893) comenzaron a tratar de interpretar las reacciones orgánicas en términos de desplazamientos de electrones de un punto a otro dentro de una molécula. Comenzaron a aplicarse intensivamente los métodos de la química física, en un intento de interpretar las direcciones y tendencias de tales desplazamientos. La *química orgánica física* se convirtió en una disciplina importante.

Resultaban insuficientes, no obstante, los intentos de interpretar las reacciones orgánicas en términos de electrones pequeños y duros moviéndose de un lado a otro, pero esta situación no se prolongó mucho tiempo.

Durante el primer cuarto de siglo posterior al descubrimiento del electrón, se dio por sentado que la partícula era una esfera sólida y minúscula. Pero en 1923, Louis Víctor, Príncipe de Broglie, un físico francés (1892-1987), aportó razones teóricas para considerar que los electrones (así como todas las demás partículas) poseían propiedades de características de una onda. Antes de que finalizase la década de los veinte esta opinión quedó confirmada experimentalmente.

Pauling, el primero en sugerir la estructura helicoidal de las proteínas y los ácidos nucleicos (véase pág. 186), desarrolló a principios de los años treinta métodos que permitían tener en cuenta la naturaleza ondulatoria de los electrones al considerar las reacciones orgánicas. Demostró que los electrones compartidos de Lewis-Langmuir podían interpretarse como interacciones de onda. Las ondas electrónicas se apareaban reforzándose, resonando una con otra para formar una situación más estable juntas que separadas.

Esta *teoría de la resonancia* fue especialmente útil para establecer la estructura del benceno, que había sido motivo de desconcierto en los días de Kekulé (véase pág. 106) y que seguía teniendo puntos dudosos desde entonces. Tal y como se describe normalmente, la estructura del benceno es la de un hexágono con enlaces sencillos y dobles alternados. Según el sistema de Lewis-Langmuir, alternaban grupos de dos y de cuatro electrones compartidos. Sin embargo, el benceno carecía casi por completo de las propiedades características de los demás compuestos que contenían dobles enlaces (cuatro electrones compartidos).

Pauling demostró que si los electrones se consideraban como formas ondulatorias, los electrones individuales no tenían que concebirse como reducidos a un

solo punto, sino que podían extenderse, difuminados, en un área considerable. En otras palabras, las «ondas electrónicas» podían ocupar áreas mucho mayores que las que ocuparía un minúsculo electrón en forma de «bola de billar». La tendencia a diluirse de este modo se acentuaba cuando la molécula era bastante plana y simétrica.

La molécula de benceno es plana y simétrica, y Pauling demostró que los electrones se «descentralizaban» de tal modo que los seis átomos de carbono del anillo bencénico se hallaban enlazados del mismo modo. Los enlaces que los unían no podían representarse ni como enlaces sencillos ni como dobles enlaces, sino como una especie de promedio particularmente estable, o *híbrido de resonancia,* entre los dos extremos.

Aparte de la estructura del benceno quedaron clarificados otros puntos con la teoría de la resonancia. Por ejemplo, los cuatro electrones de la capa más externa del átomo de carbono no son todos equivalentes desde el punto de vista de sus características energéticas. Cabría suponer entonces que se formarían enlaces de tipos ligeramente diferentes entre un átomo de carbono y su vecino, dependiendo de cuáles fuesen los electrones del carbono implicados.

A pesar de ello, podía demostrarse que los cuatro electrones, como formas ondulatorias, interaccionaban entre sí y formaban cuatro enlaces «promedio» que eran exactamente equivalentes, y estaban dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. Así, el átomo tetraédrico de Van't Hoff-Le Bel (véanse págs. 125-26) resultó explicado en términos electrónicos.

La resonancia también contribuía a explicar un grupo de compuestos extraños con los que se había topado la química a comienzos del siglo xx. En 1900, el químico ruso-americano Moses Gomberg (1866-1947) estaba tratando de preparar el hexafeniletano, un compuesto con una molécula que consistía en dos átomos de carbono a los que estaban unidos seis anillos bencénicos (tres a cada átomo de carbono).

En lugar de ello, obtuvo una solución coloreada de un compuesto muy reactivo. Por varias razones, se vio obligado a deducir que había obtenido *trifenilmetilo,* una «semimolécula» consistente en un átomo de carbono con tres anillos bencénicos unidos a él. El cuarto enlace de valencia del átomo de carbono permanecía vacante. Dicho compuesto, que recordaba a uno de los viejos radicales liberados por una molécula, recibió el nombre genérico de *radical libre.*

Recurriendo a la concepción electrónica del átomo se propuso que un radical libre como el trifenilmetilo contenía un electrón desapareado allí donde la vieja concepción de Kekulé habría situado un enlace sin utilizar. Normalmente, tal electrón desapareado es muy inestable. Sin embargo, cuando la molécula es plana y muy simétrica, como es el caso del trifenilmetilo, el electrón sin utilizar puede ser «repartido» por toda la molécula. De este modo se estabiliza el radical libre.

Al estudiar las reacciones orgánicas en términos electrónicos, resultó evidente que había normalmente etapas en las que tenía que formarse un radical libre. Tales radicales libres, generalmente no estabilizados por resonancia, podían existir sólo momentáneamente y no se formaban sino con dificultad. Esta dificultad en la formación de radicales libres intermedios era la que hacía tan lentas la mayoría de las reacciones orgánicas.

En el segundo cuarto del siglo xx, los químicos orgánicos empezaron a adquirir una visión bastante profunda de los distintos pasos que componían las reacciones orgánicas: el mecanismo de la reacción, en otras palabras. Ha sido esta visión, más que ninguna otra cosa, la que ha guiado a los químicos orgánicos contemporáneos en su trabajo de síntesis, y la que ha conducido a la construcción de moléculas cuya complejidad había vencido a las generaciones anteriores.

Pero las consideraciones sobre resonancia no se limitaban a la química orgánica.

Los hidruros de boro poseían moléculas que no podían representarse satisfactoriamente desde otros puntos de vista. El átomo de boro no poseía suficientes enlaces de valencia (electrones) para este propósito. Sin embargo, descentralizando los electrones correctamente como formas de onda, podía proponerse una estructura molecular razonable.

Pauling sugirió en 1932 que los átomos de un gas noble podían no ser tan resistentes a la formación de enlaces como se había supuesto durante el tercio de siglo transcurrido desde su descubrimiento. A suficiente presión y con un átomo extremadamente reactivo como el átomo de flúor, podrían formar compuestos.

Esta sugerencia de Pauling no fue escuchada al principio, pero en 1962 se logró obtener *fluoruro de xenón* haciendo reaccionar dicho gas noble con flúor. Poco después se formaron diversos compuestos de xenón con flúor y con oxígeno, así como uno o dos de radón y de criptón.

Vida media

Si bien los estudios de la estructura atómica interna habían llevado a nuevas concepciones y comprensiones, también plantearon una serie de problemas.

En 1900, Crookes (véase pág. 209) descubrió que los compuestos de uranio puro recién preparados eran sólo débilmente radiactivos, pero que su radiactividad se reforzaba con el tiempo. En 1902, Rutherford y un colaborador suyo, el químico inglés Frederick Soddy (1877-1956), propusieron que cuando un átomo de uranio cedía una partícula alfa, su naturaleza cambiaba. Se convertía en un nuevo tipo de átomo, con diferentes características radiactivas, produciendo radiaciones más fuertes que las del propio uranio (ajustándose así a la observación de Crookes).

Este segundo átomo se descomponía a su vez, formando un tercer tipo de átomo. De hecho, el átomo de uranio era el padre de una serie completa de elementos radiactivos, una *serie radiactiva,* que incluía el radio y el polonio (véase pág. 220) y acababa finalmente en el plomo, que no era radiactivo. Por esta razón, el radio, polonio y otros elementos radiactivos raros se dan en los minerales de uranio. Con el uranio empieza también una segunda serie radiactiva y una tercera con el torio.

Según la definición de elemento de Boyle, esta transmutación del uranio en plomo podría hacer necesario considerar que el uranio no es un elemento, pero no así por la nueva definición de número atómico. Después de todo, como los elementos no son partículas realmente indivisibles, tampoco tienen por qué ser totalmente invariables. (Esto representa un retorno -en un nivel mucho más avanzado- a la vieja concepción alquímica.).

Es razonable preguntarse cómo es que, si los elementos radiactivos están constantemente transmutándose, puede seguir existiendo alguno. Fue Rutherford quien, en 1904, resolvió esta cuestión. Estudiando la velocidad de desintegración radiactiva, demostró que, al cabo de un cierto período, diferente para cada elemento, se ha desintegrado la mitad de cualquier cantidad dada de un cierto elemento radiactivo. Este período, característico para cada tipo de sustancia radiactiva, lo llamó Rutherford *vida media.* (Véase figura 22.)

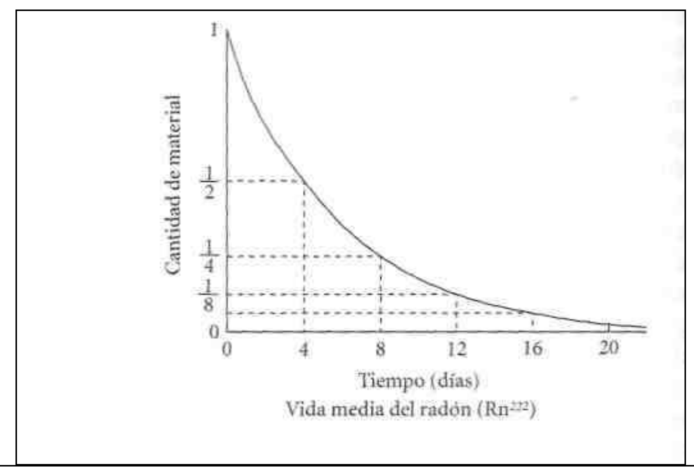


Fig. 22. La vida media del radón se determina midiendo las cantidades de material que quedan al cabo de intervalos de tiempo iguales. La representación es la curva exponencial asintótica, $y = e^{-ax}$.

La vida media del radio, por ejemplo, es algo menor de mil seiscientos años. Al cabo de varias eras geológicas no quedaría nada de radio en la corteza terrestre, de no ser porque se forman constantemente nuevas reservas a través de la desintegración del uranio. Esto mismo es cierto para otros productos de la transmutación del uranio, cuyas vidas medias equivalen en algunos casos a fracciones de segundo solamente.

En cuanto al propio uranio, tiene una vida media de 4.500.000.000 de años. Se trata de un período de tiempo enorme, y en toda la historia de la Tierra sólo una parte de la reserva original de uranio ha tenido posibilidades de desintegrarse. El torio se desintegra aún más lentamente, siendo su vida media de 14.000.000.000 de años.

Tales extensiones de tiempo pueden determinarse contando el número de partículas alfa producidas por una masa determinada de uranio (o torio), cosa que hizo Rutherford a base de observar los pequeños relámpagos que producían al chocar contra una pantalla de sulfuro de cinc (lo que constituía un *contador de centelleo).*

Cada partícula alfa liberada significaba un átomo de uranio desintegrado, de modo que Rutherford pudo determinar cuantos átomos se desintegraban por segundo. A partir de la masa de uranio que estaba manejando, dedujo el número total de átomos de uranio presentes. Con esta información pudo calcular fácilmente cuánto tiempo haría falta para que se desintegraran la mitad de los átomos de uranio presentes, y resultó ser del orden de miles de millones de años.

Tan constante y característica es la lenta y majestuosa desintegración del uranio, que puede usarse para medir la edad de la Tierra. En 1907, el químico americano Bertram Borden Boltwood (1870-1927) sugirió que el contenido en plomo de los minerales de uranio podía servir como guía a este respecto. Si se suponía que todo el plomo del mineral se originaba a partir de la desintegración del uranio, sería fácil calcular cuánto tiempo debería haber transcurrido para dar lugar a esa cantidad de plomo. Finalmente se calculó de este modo que la corteza sólida de la Tierra debe haber existido desde hace por lo menos cuatro mil millones de años.

Mientras tanto, Soddy había descrito el modo exacto en que un átomo cambia al emitir partículas subatómicas. Si un átomo perdía una partícula alfa, con una carga +2, la carga total de su núcleo disminuía en dos. El átomo se trasladaba dos puestos hacia la izquierda en la tabla periódica.

Si un átomo perdía una partícula beta (un electrón con una carga de -1), el núcleo ganaba una carga positiva adicional[4], y el elemento avanzaba un puesto hacia la derecha en la tabla periódica, cuando un átomo emitía un rayo gamma (sin carga), se alteraba su contenido energético pero no cambiaba el número de partículas, de modo

que continuaba siendo el mismo elemento.
Utilizando estas reglas como guía, los químicos pudieron obtener los detalles de varias series radiactivas.

Isótopos

Pero todo esto creaba un serio problema. ¿Qué hacer con los diversos productos de desintegración del uranio y del torio? Había docenas de ellos, pero como mucho existían nueve sitios en la tabla periódica (desde el polonio de número atómico 84 hasta el uranio de número atómico 92) donde colocarlos.

Como ejemplo específico, digamos que el átomo de uranio (número atómico 92) emitía una partícula alfa y el número atómico de lo que quedaba del átomo se convertía por tanto en 90, según la regla de Soddy. Esto significaba que se había formado un átomo de torio. Sin embargo, mientras que el torio producido a partir del uranio tenía una vida media de veinticuatro días, el torio ordinario tenía una vida media de catorce mil millones de años.

Soddy propuso la intrépida sugerencia de que un mismo lugar de la tabla periódica podía estar ocupado por más de un tipo de átomo. El lugar número 90 podía encerrar diferentes variedades de torio, el lugar número 82 diferentes variedades de plomo, y así sucesivamente. Denominó a estas variedades atómicas que ocupaban el mismo lugar *isótopos,* de la palabra griega que significa «mismo lugar».

Los diferentes isótopos en un lugar dado de la tabla tendrían el mismo número atómico, y en consecuencia el mismo número de protones en el núcleo y el mismo número de electrones en la periferia. Los isótopos de un elemento tendrían las mismas propiedades químicas, al depender dichas propiedades del número y la disposición de los electrones en los átomos.

Pero en ese caso, ¿cómo explicar las diferencias en las propiedades radiactivas y en el peso atómico?

El peso atómico podría representar la clave de la diferencia. Cien años antes, Prout había propuesto su famosa hipótesis (véase pág. 92) de que todos los átomos estaban compuestos de hidrógeno, de modo que todos los elementos tendrían un peso atómico entero. El hecho de que la mayoría de los pesos atómicos no sean enteros parecía haber destruido esta hipótesis.

Pero ahora el átomo, en su nueva apariencia nuclear, tenía que estar formado por protones (y neutrones). Los protones y los neutrones tienen aproximadamente la misma masa, y por tanto todos los átomos deben tener pesos que sean múltiplos enteros del peso del hidrógeno (formado de un solo protón). La hipótesis de Prout fue restablecida, y en cambio se proyectaron nuevas dudas sobre los pesos atómicos.

En 1912, J. J. Thomson (el descubridor del electrón) había sometido haces de iones de neón cargados positivamente a la acción de un campo magnético. El campo desviaba los iones de neón y los hacía incidir sobre una placa fotográfica. Si todos los iones hubiesen tenido una masa idéntica, habrían sido desviados todos en la misma medida, y habría aparecido una sola mancha sobre la película fotográfica. Sin embargo, se localizaron dos manchas, una de ellas aproximadamente diez veces más oscura que la otra. Un colaborador suyo, Francis William Aston (1877-1945), mejoró más tarde el mecanismo y confirmó los resultados, que eran semejantes para otros elementos. Debido a que este mecanismo separaba iones químicamente semejantes en una especie de espectro de manchas oscuras, se denominó *espectrógrafo de masas.*

La magnitud de la desviación de iones de carga idéntica por un campo magnético depende de la masa del ion; cuanto mayor es ésta, menos se desvía. Los resultados obtenidos por Thomson y Aston parecían indicar que existían dos tipos de átomos de neón, uno con más masa que el otro. Uno de ellos tenía un *número músico* de

20, y el otro de 22. Como el neón-20 era diez veces más abundante que el neón-22, a juzgar por las respectivas oscuridades de las manchas (en los últimos años se localizaron también muy pequeñas cantidades de neón-21) parecía razonable que el peso atómico del neón fuese aproximadamente 20,2.

En otras palabras, los átomos individuales tenían masas que eran un múltiplo entero de la del átomo de hidrógeno[5], pero un elemento determinado, al estar formado por átomos de diferentes masas, tendría un peso atómico que sería un promedio del peso de dichos enteros, y en consecuencia no tenía que ser necesariamente un número entero.

El promedio del peso de los isótopos de un átomo determinado puede ser mayor, en algunos casos, que el promedio del peso de un átomo con mayor número atómico.

Por ejemplo, el teluro, con un número atómico de 52, posee siete isótopos. De éstos, los dos isótopos de más masa, te-luro-126 y teluro-128, son los más abundantes. Por tanto, el peso atómico del teluro se convierte en 127,6. El yodo tiene el número atómico inmediatamente superior, el 53, pero está formado por yodo-127 solamente, y por tanto su peso atómico es 127. Cuando Mendeleiev colocó el yodo después del teluro en su tabla periódica, invirtiendo el orden correspondiente al peso atómico, sin saberlo se estaba guiando, en su lugar, por el número atómico; y era la forma correcta de hacerlo.

Veamos otro ejemplo. El potasio (número atómico 19) está formado por tres isótopos, el potasio-39, el potasio-40 y el potasio-41, pero el isótopo más ligero, potasio-39, es con mucho el más abundante. En consecuencia, el peso atómico del potasio es 39,1. El argón tiene un número atómico inferior (18) y está formado también de tres isótopos, argón-36, argón-38 y argón-40. Pero en este caso es el isótopo de más masa, argón-40, el que más abunda. Así, pues, el peso atómico del argón es aproximadamente de 40. Cuando Ramsay colocó el argón antes del potasio y no después (véase pág. 150), contradiciendo a los pesos atómicos, también sin saberlo se estaba guiando por el número atómico, y también estaba actuando correctamente.

El uso del espectrógrafo de masas permitió determinar el peso atómico midiendo de hecho la masa de cada isótopo y la cantidad existente de cada uno de ellos, y tomando luego el promedio. Este método superaba en exactitud a los métodos químicos para la medición del peso atómico.

Los diferentes isótopos de un elemento dado poseen el mismo número atómico pero diferentes números másicos.

Los diferentes isótopos tendrán el mismo número de protones en sus núcleos, pero diferente número de neutrones. Así, el neón-20, neón-21 y neón-22 tienen todos ellos 10 protones en su núcleo, de modo que todos tienen un número atómico de 10, y una disposición electrónica de 2,8. Sin embargo, el neón-20 tiene un núcleo con 10 protones más 10 neturones; el neón-21, uno con 10 protones más 11 neutrones; y el neón-22, uno con 10 protones más 12 neutrones.

La mayoría de los elementos (pero no todos) pueden dividirse de este modo en isótopos. En 1935, el físico canadiense-americano Arthur Jeffrey Dempster (1886-1950) halló, por ejemplo, que el uranio, tal como se presentaba en la naturaleza, era una mezcla de dos isótopos, a pesar de que su peso atómico (238,07) se aproximaba a un número entero. Se debía precisamente a que uno de los isótopos existía en una proporción mucho mayor. Un 99,3 por 100 de los átomos de uranio tenían núcleos formados por 92 protones y 146 neutrones, o lo que es lo mismo, un número másico total de 238. Se trataba de los átomos de uranio-238. El 0,7 por 100 restante, en cambio, poseía tres neutrones menos, y constituían los átomos de uranio-235.

Puesto que las propiedades radiactivas dependen de la constitución de los núcleos atómicos, y no de la disposición electrónica, los isótopos de un elemento podían

ser químicamente semejantes, pero bastante diferentes desde el punto de vista de su radiactividad. Así, mientras que el uranio-238 tenía una vida media de cuatro mil quinientos millones de años, la del uranio-235 era sólo de setecientos millones de años[6]. Además, ambos son padres de series radiactivas diferentes.

Existían razones teóricas para suponer que el propio hidrógeno, el elemento más simple, podía estar compuesto de un par de isótopos. Los átomos de hidrógeno ordinarios, con núcleos formados por un solo protón, constituyen el hidrógeno-1. Pero en 1931 el químico americano Harold Clay-ton Urey (1893-1981) evaporó lentamente cuatro litros de hidrógeno líquido; en el supuesto de que si existía algún isótopo de hidrógeno más pesado, tendría un punto de ebullición más alto, y evaporaría más lentamente, con lo que se acumularía en el residuo.

Efectivamente, en el centímetro cúbico final de hidrógeno, Urey pudo detectar signos inequívocos de la existencia de hidrógeno-2, cuyo núcleo se componía de un protón más un neutrón. El hidrógeno-2 recibió el nombre especial de *deuterio.*

Tampoco el oxígeno se libraba. En 1929, el químico americano William Francis Clauque (n. 1895) logró demostrar que el oxígeno estaba formado de tres isótopos. La variedad más abundante, que comprendía cerca del 99,8 por 100 del total de átomos, era el oxígeno-16. Su núcleo contenía 8 protones más 8 neutrones. El resto era casi todo oxígeno-18 (8 protones más 10 neutrones), con un residuo de oxígeno-17 (8 protones más 9 neutrones).

Esto creaba un problema. Ya desde el tiempo de Berzelius, los pesos atómicos se habían basado en la asignación arbitraria de un peso de 16,0000 al átomo de oxígeno (véase pág. 93). Pero el peso atómico del oxígeno podía ser solamente el promedio de peso de los tres isótopos, y la proporción de los isótopos en el oxígeno podía variar ligeramente de unas muestras a otras.

Los físicos procedieron a determinar los pesos atómicos estableciendo el de oxígeno-16 como igual a 16,0000, y esto les proporcionó una serie de valores (el peso *atómico físico)* que eran uniformemente mayores, en muy pequeña cantidad, que los valores que se habían estado utilizando y perfeccionando gradualmente a lo largo del siglo xix (los *pesos atómicos químicos).*

Pero en 1961, las organizaciones internacionales, tanto de químicos como de físicos, acordaron adoptar un peso atómico standard, el del carbono-12, como exactamente igual a 12,0000. Este nuevo valor standard era casi exactamente el de los antiguos pesos atómicos químicos, y sin embargo estaba vinculado a un solo isótopo, y no al promedio de varios de ellos.

14. Reacciones nucleares

<u>*La nueva transmutación*</u>

Habiendo quedado claro que el átomo estaba formado por partículas más pequeñas, que se reordenaban espontáneamente en las transformaciones radiactivas, el siguiente paso parecía prácticamente obligado.

El hombre podía reordenar deliberadamente la estructura atómica de las moléculas en reacciones químicas ordinarias. ¿Por qué no reordenar entonces los protones y neutrones del núcleo atómico en *reacciones nucleares*[7]. Ciertamente, los protones y los neutrones se unen por fuerzas mucho mayores que las que unen a los átomos dentro de las moléculas, y los métodos que servían para llevar a cabo las reacciones ordinarias no bastarán para las reacciones nucleares; pero los hombres que habían resuelto el rompecabezas de la radiactividad, se hallaban en el luminoso camino del éxito.

Fue Rutherford quien dio el primer paso. Bombardeó diversos gases con partículas alfa, y halló que en ocasiones una partícula alfa golpeaba el núcleo de un átomo y lo desordenaba (véase fig. 23).

De hecho, Rutherford demostró en 1919 que las partículas alfa podían arrancar protones de los núcleos de nitrógeno, y fusionarse con lo que quedaba. El isótopo más abundante del nitrógeno es el nitrógeno-14, que tiene un núcleo formado por 7 protones y 7 neutrones. Quitemos un protón y añadamos los 2 protones y los 2 neutrones de la partícula alfa, y nos encontraremos con un núcleo que posee 8 protones y 9 neutrones. Se trata del oxígeno-17. La partícula alfa puede considerarse como un helio-4, y el protón como un hidrógeno-1.

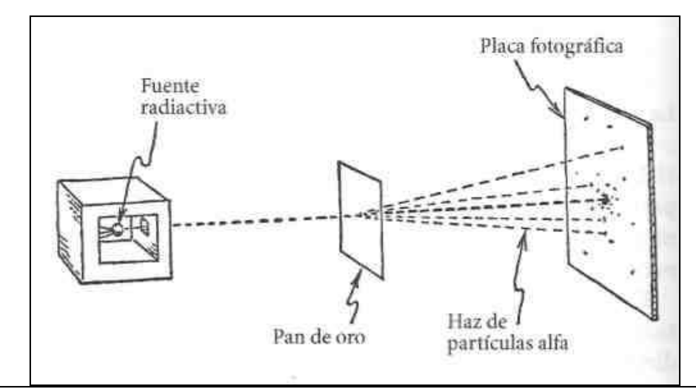


Fig. 23. El experimento de Rutherford condujo al concepto de núcleo, y abrió las puertas a la moderna física nuclear. Las partículas alfa emitidas por la fuente radiactiva se desviaban al pasar a través de un pan de oro. El grado de desviación quedaba registrado cuando las partículas chocaban con la placa fotográfica.

Se deduce entonces que Rutherford llevó triunfalmente a cabo la primera reacción nuclear hecha por el hombre:

$$\text{nitrógeno-14} + \text{helio-4} \rightarrow \text{oxígeno-17} + \text{hidrógeno-1}$$

Esto es un auténtico ejemplo de transmutación, de conversión de un elemento en otro. En cierto modo era la culminación de los viejos anhelos alquimistas, pero, desde luego, implicaba elementos y técnicas con los cuales los alquimistas no habían ni siquiera soñado.

Durante los cinco años siguientes, Rutherford llevó a cabo muchas otras reacciones nucleares manejando partículas alfa. Lo que podía hacer, no obstante, era limitado, ya que los elementos radiactivos proporcionaban partículas alfa de baja energía. Para conseguir más, se requerían partículas más energéticas.

Los físicos se dedicaron a la tarea de diseñar mecanismos para acelerar las partículas cargadas en un campo eléctrico, obligándolas a moverse cada vez más rápido, y a poseer, por tanto, cada vez más energía. El físico inglés John Douglas Cockcroft (1897-1967) y su colaborador, el físico irlandés Ernest Thomas Sinton Walton (n. 1903), fueron los primeros en diseñar un acelerador capaz de producir partículas lo bastante energéticas como para llevar a cabo una reacción nuclear, lo que consiguieron en 1929. Tres años más tarde, bombardearon átomos de litio con protones acelerados, y produjeron partículas alfa. La reacción nuclear era:

hidrógeno-1 + litio-7 —> helio-4 + helio-4

En el aparato de Cockcroft-Walton, y en otros que se estaban proyectando, las partículas se aceleraban en línea recta, y era difícil construir aparatos lo bastante largos para producir energías muy altas. En 1930, el físico americano Ernest Orlando Lawrence (1901-58) diseñó un acelerador que obligaba a las partículas a moverse según una espiral que se ampliaba lentamente. Un *ciclotrón* relativamente pequeño de este tipo podía producir partículas energéticas.

El primero y minúsculo ciclotrón de Lawrence fue el antecesor de los enormes instrumentos actuales de media milla de circunferencia, que se han utilizado para tratar de responder a las preguntas fundamentales relativas a la estructura de la materia.

En 1930, el físico inglés Paul Adrien Maurice Dirac (1902) había propuesto razones teóricas para suponer que tanto los protones como los electrones debían poseer auténticos contrarios *(anti-particulas).* El *anti-electrón* debía poseer la masa de un electrón pero estar cargado positivamente, mientras que el *anti-protón* tendría la masa de un protón, pero estaría cargado negativamente.

El anti-electrón fue detectado efectivamente en 1932 por el físico americano Cari David Anderson (n. 1905) en su estudio sobre los rayos cósmicos[1]. Cuando las partículas de los rayos cósmicos chocan con los núcleos atómicos en la atmósfera, se producen algunas partículas que giran en un campo magnético exactamente igual que los electrones, pero en sentido contrario. Anderson denominó *positrón* ala partícula de este tipo.

El anti-protón se resistió a ser detectado durante otro cuarto de siglo. Como el anti-protón es 1.836 veces más pesado que el anti-electrón, se requiere 1.836 veces más energía para su formación. Las energías necesarias no se originaron en dispositivos creados por el hombre hasta la década de los 50. Utilizando aceleradores gigantes, el físico italo-americano Emilio Segré (n. 1905-89) y su colaborador el físico americano Owen Chamberlain (n. 1920) lograron producir y detectar el anti-protón en 1955.

Se ha apuntado que muy bien pueden existir átomos en los que los núcleos cargados negativamente, conteniendo anti-protones, estén rodeados por positrones cargados positivamente. Tal *antimateria* no podría existir mucho tiempo sobre la tierra o, quizás, en ninguna parte de nuestra galaxia, ya que, a su contacto ambas, materia y antimateria, serían aniquiladas en una gran explosión de energía. Sin embargo, los astrónomos se preguntan si podrán existir galaxias enteras formadas por antimateria. Si así fuese, serían muy difíciles de detectar.

Radiactividad artificial

Las primeras reacciones nucleares llevadas a cabo con éxito produjeron isótopos

que ya se sabía existían en la naturaleza. Pero no siempre tenía que ser así. Supongamos que se consiguiera una combinación de neutrón-protón no existente en la naturaleza, tal como un siglo antes se habían producido moléculas orgánicas que tampoco se daban en la naturaleza (véase pág. 102). Este fenómeno se consiguió de hecho en 1934, por el equipo de físicos franceses, marido y mujer, Frédéric Joliot-Curie (1900-58) e Irene Joliot-Curie (1897-1956), esta última hija de los Curie (pág. 217), famosos por sus trabajos sobre el radio.

Los Joliot-Curie estaban bombardeando aluminio con partículas alfa. Después de interrumpir el bombardeo descubrieron que el aluminio continuaba irradiando partículas por sí mismo. Descubrieron que habían empezado con aluminio-27 (13 protones más 14 neutrones), y terminaron con fósforo-30 (15 protones más 15 neutrones).

Pero el fósforo, tal como se presenta en la naturaleza, está constituido por una sola variedad atómica, el fósforo-31(15 protones más 16 neutrones). Así, pues, el fósforo-30 era un isótopo artificial, que no se presentaba en la naturaleza. La razón por la que no se hallaba en ésta era evidente; era radiactivo, con una vida media de solamente catorce días. Su radiactividad era la fuente de la continua radiación de partículas que los Joliot-Curie habían observado.

Los Joliot-Curie habían producido el primer caso de *radiactividad artificial.* Desde 1934 se han formado miles de isótopos no existentes en la naturaleza, y todos ellos son radiactivos. Cada elemento posee uno o más isótopos radiactivos. Incluso el hidrógeno tiene uno, el hidrógeno-3 (llamado también *tritio)* con una vida media de doce años.

Un isótopo de carbono radiactivo poco común, el carbo-no-14, fue descubierto en 1940 por el químico americano-canadiense Martin D. Kamen (n. 1913). Parte de este isótopo se forma por bombardeo de los rayos cósmicos sobre el nitrógeno en la atmósfera. Esto significa que estamos continuamente respirando algo de carbono-14, e incorporándolo a nuestros tejidos, igual que todas las formas de vida. Una vez que la forma viva muere, la incorporación cesa y el carbono-14 ya presente se transmuta lentamente.

El carbono-14 tiene una vida media de unos cinco mil años, de modo que las cantidades significativas que subsistan en un material (madera, textiles) se remontan a los tiempos prehistóricos. El químico americano Willard Frank Libby (1908-80) ideó una técnica para hallar la edad de los restos arqueológicos por su contenido en carbono-14, del mismo modo que la edad de la corteza terrestre puede obtenerse a partir de sus contenidos en uranio y plomo (véase págs. 237-38). Así, la química ha pasado a tener una aplicación directa para los historiadores y arqueólogos.

Los compuestos químicos pueden sintetizarse con isótopos poco corrientes, incorporados en lugar de los ordinarios. Éstos podrían ser, por ejemplo, los raros isótopos estables (hidrógeno-2 en lugar del hidrógeno-1, carbono-13 en lugar del carbono-12, nitrógeno-15 en lugar del nitrógeno-14, y oxígeno-18 en lugar del oxígeno-16). Si los animales ingieren tales *compuestos marcados* y a continuación se sacrifican y se analizan sus tejidos, los compuestos en los que se encuentren los isótopos proporcionarán una información significativa. Resulta así posible deducir mecanismos de reacción dentro del tejido vivo, que de otro modo pasarían inadvertidos. Un innovador en este tipo de trabajo fue el bioquímico germano-americano Rudolf Schoenheimer (1898-1941), quien realizó importantes investigaciones sobre grasas y proteínas utilizando hidrógeno-2 y nitrógeno-15 en los años posteriores a 1935. El uso de los isótopos radiactivos hace posible reconstruir las reacciones aún más exactamente, pero hasta después de la Segunda Guerra Mundial no se llegó a disponer de dichos isótopos en cantidad. Un ejemplo de lo que puede realizarse con los isótopos fue el

trabajo del bioquímico americano Melvin Calvin (n. 1911). Utilizó el carbono-14 durante los años cincuenta para seguir la pista a muchas de las reacciones implicadas en el proceso de la fotosíntesis. Y lo llevó a cabo con un detalle que sólo veinte años antes se habría juzgado completamente imposible.

No sólo se formaron isótopos artificiales, sino también elementos artificiales. En 1937, Lawrence, el inventor del ciclotrón, había bombardeado una muestra de molibdeno (número atómico 42) con deuterones (núcleos de hidrógeno-2) enviando la muestra bombardeada a Segré, a Roma. (Más adelante Segré volvería a los Estados Unidos, y en su nueva residencia descubriría el anti-protón).

Segré, en un intenso estudio, halló que la muestra contenía restos de una nueva sustancia radiactiva, que resultó consistir en átomos del elemento cuyo número atómico era 43. Por entonces, aquel elemento no había sido descubierto en la naturaleza (a pesar de algunas falsas alarmas) y por eso se llamó *tecnecio*, de una palabra griega que significa «artificial».

Posteriormente se llenaron los tres huecos restantes de la tabla periódica (véase pág. 224). En 1939 y 1940 se descubrieron los elementos número 87 *(francio) y* número 85 *(as-tato), y en* 1947 se rellenó el último hueco, el correspondiente al elemento número 61 *(promecio).* Todos estos elementos son radiactivos.

El astato y el francío se forman a partir del uranio sólo en mínimas cantidades, y su escasez explica por qué no se habían descubierto antes. El tecnecio y el promecio se forman en cantidades aún más pequeñas, y su rareza reside en el hecho de que son los únicos elementos de número atómico inferior a 84 que no poseen ningún isótopo estable.

Elementos transuránidos

Las primeras partículas utilizadas para bombardear los núcleos atómicos estaban cargadas positivamente: el protón, el deuterón y la partícula alfa. Tales partículas cargadas positivamente son rechazadas por los núcleos atómicos cargados positivamente, ya que las cargas eléctricas del mismo signo se repelen entre sí. Hace falta mucha energía para obligar a las partículas rápidas a vencer la repulsión y chocar con los núcleos, y por eso las reacciones nucleares eran bastante difíciles de conseguir.

El descubrimiento del neutrón (véase pág. 219) abrió nuevas posibilidades. Como los neutrones no poseían carga, los núcleos atómicos no los repelerían. Un neutrón podía chocar fácilmente con un núcleo atómico, sin resistencia, si el neutrón acertaba a moverse en la dirección correcta.

El primero que investigó en detalle el bombardeo con neutrones fue el físico italiano Enrico Fermi (1901-1954). Comenzó su trabajo casi inmediatamente después de enterarse del descubrimiento del neutrón. Halló que un haz de neutrones era particularmente eficaz para iniciar reacciones nucleares, si primero se hacía pasar a través de agua o parafina. Los átomos ligeros de estos compuestos absorbían parte de la energía de los neutrones en cada colisión, y lo hacían

sin absorber a los propios neutrones. De este modo, los neutrones eran frenados hasta que se movían sólo con la velocidad normal de las moléculas a la temperatura ambiente. Tales *neutrones térmicos* permanecían en las proximidades de un núcleo determinado durante una fracción de segundo más larga, y eran absorbidos con más probabilidad que los neutrones rápidos.

Cuando un neutrón es absorbido por un núcleo atómico, dicho núcleo no se convierte necesariamente en un nuevo elemento. Puede convertirse simplemente en un isótopo más pesado. Así, si el oxígeno-16 ganase un neutrón (con un número de masa de 1), pasaría a oxígeno-17. Sin embargo, al ganar un neutrón un elemento puede

convertirse en un isótopo radiactivo. En ese caso, se descompondrá emitiendo por lo general una partícula beta, lo que según la regla de Soddy sianificaría que habría pasado a ser un elemento situado un puesto más alto en la tabla periódica. Así, si el oxígeno-18 ganase un neutrón, pasaría a oxígeno-19 radiactivo. Este isótopo emitiría una partícula beta y se convertiría en flúor-19 estable. De este modo, el oxígeno se habría convertido en otro elemento (un número atómico mayor) por bombardeo neutróníco.

En 1934 se le ocurrió a Fermi bombardear el uranio con neutrones, para ver si podía producir átomos más pesados que el uranio *(elementos transuránidos).* En aquella época el uranio tenía el mayor número atómico de la tabla periódica, pero ello podía significar simplemente que los elementos de número atómico mayor tuviesen vidas medias demasiado cortas para haber sobrevivido al largo pasado histórico de la Tierra.

Al principio, Fermi creyó realmente que había sintetizado el elemento número 93, pero los resultados que obtuvo eran confusos y condujeron a algo mucho más espectacular, como se describirá en breve. Estos otros hallazgos distrajeron la atención, durante algunos años, de la posible formación de elementos transuránidos.

Sin embargo, en 1940, el físico americano Edwin Mattison McMillan (n. 1907) y su colaborador el químico Philip Hauge Abelson (n. 1913), en su trabajo sobre el bombardeo neutrónico del uranio, detectaron de hecho un nuevo tipo de átomo. Al ser estudiado, resultó corresponder al de número atómico 93, y lo denominaron *neptunio.* Incluso el isótopo del neptunio de más larga vida, el neptunio-237, tenía una vida media ligeramente superior a dos millones de años, no lo bastante larga como para permitirle sobrevivir a través de la larga historia de la Tierra. El neptunio-237 era el antecesor de una cuarta serie radiactiva.

A McMillan se le unió entonces el físico americano Glenn Theodore Seaborg (n. 1912), y juntos formaron e identificaron *el plutonio,* elemento número 94, en 1941. Bajo la dirección de Seaborg, un grupo de científicos de la Universidad de California, durante los siguientes diez años, aisló una media docena de nuevos elementos: *americio* (número 95), *curio* (número 96), *berkelio* (número 97), *californio* (número 98), *einstenio* (número 99) *y fermio* (número 100).

No parecía haber razones para suponer que ningún número atómico representase un máximo absoluto. Sin embargo, cada elemento era más difícil de formar que el anterior, y se producía en cantidades más pequeñas. Y lo que es más, las vidas medias se hacían tan cortas que lo que se formaba se desvanecía cada vez más rápidamente. No obstante, en 1955 se formó el *mendelevio* (número 101); en 1957, el *nobelio* (número 102), y en 1961 el *laurencio* (número 103). En 1964 los físicos rusos publicaron la obtención del elemento número 104 en cantidades muy pequeñas.

Seaborg y su grupo descubrieron que los elementos transuránidos eran tan semejantes entre sí como las tierras raras (véanse págs. 147-48), y por la misma razón. Nuevos electrones se añaden a una capa electrónica interna, dejando a la capa electrónica más externa con un contenido constante de tres electrones. Los dos grupos de elementos semejantes se diferencian denominando al más antiguo, que comienza con el lantano (número atómico 57), el de los *lantánidos,* mientras que el más moderno, que comienza con el actinio (número atómico 89), es el de los *actínidos.*

Con el descubrimiento del laurencio se habían formado todos los actínidos. Se espera que el elemento número 104 tenga propiedades bastante diferentes a las de los actínidos.

Bombas nucleares

Pero ¿qué fue del trabajo original de Fermi sobre el bombardeo del uranio con neutrones? Su sospecha de que se había formado el elemento número 93 no pudo

confirmarse entonces, ya que todos los físicos que trabajaban para aislarlo fracasaron.

Entre los que se habían unido a la investigación se hallaban Hahn y Meitner, los descubridores del protactinio veinte años antes (véase pág. 221). Trataron el uranio bombardeado con bario, lo que al precipitar originó determinada fracción de un material fuertemente radiactivo. Esta reacción les hizo suponer que uno de los productos del bombardeo era radio. El radio es químicamente muy semejante al bario, y era de esperar que acompañase al bario en cualquier manipulación química. Sin embargo no se pudo obtener radio de las fracciones que contenían bario.

Hacia 1938, Hahn comenzó a preguntarse si no sería un isótopo radiactivo del propio bario el que se había formado a partir del uranio en el curso del bombardeo neutrónico. Ese bario radiactivo se fusionaría con el bario ordinario, y

los dos compuestos no podrían separarse después mediante las técnicas químicas ordinarias. No obstante, tal combinación parecía imposible. Todas las reacciones nucleares conocidas hasta 1938 habían implicado cambios de sólo 1 o 2 unidades en el número atómico. Cambiar el uranio en bario significaba un descenso, en el número atómico, ¡de 36! Sería como pensar que el átomo de uranio se hubiese partido aproximadamente por la mitad *(fisión del uranio).* Hahn se resistía incluso a especular con tal posibilidad, por lo menos en público.

En 1938, la Alemania nazi invadió y se anexionó Austria. Lise Meitner, austríaca, se vio obligada a exiliarse debido a su origen judío. Desde su lugar de exilio en Suecia, los peligros que había pasado debieron hacer que los relacionados con el riesgo de cometer un error científico pareciesen realmente pequeños, y publicó la teoría de Hahn de que los átomos de uranio, al ser bombardeados con neutrones, sufrían una fisión.

Este artículo creó una gran excitación debido a las horribles posibilidades que suscitaba. Si un átomo de uranio, al absorber un neutrón, se rompe en dos átomos más pequeños, éstos necesitarán menos neutrones que los que existían originalmente en el átomo de uranio[2]. Estos neutrones su-perfluos serían emitidos, y al ser absorbidos por otros átomos de uranio, éstos también sufrirían una escisión, y emitirían todavía más neutrones.

Cada átomo de uranio escindido provocaría la escisión de varios más, en una *reacción nuclear en cadena,* con un resultado semejante al de la reacción química en cadena del hidrógeno y el cloro (véase pág. 166). Pero como las reacciones nucleares implicaban intercambios energéticos mucho mayores que las reacciones químicas, los resultados de una reacción nuclear en cadena serían mucho más formidables. Partiendo de unos cuantos neutrones, con una insignificante inversión de energía, podrían liberarse reservas colosales de energía.

La Segunda Guerra Mundial estaba a punto de estallar. El Gobierno de los Estados Unidos, temiendo que las tremendas energías de los núcleos atómicos pudiesen ser desencadenadas por los nazis, lanzó un programa de investigación para obtener dicha reacción en cadena y colocar el arma en sus propias manos.

Las dificultades eran muchas. Había que hacer chocar con el uranio tantos neutrones como fuese posible, antes de que abandonasen el uranio totalmente. Por esta razón el uranio tenía que encontrarse en cantidades bastante grandes (el tamaño necesario es la *masa crítica),* con el fin de dar la oportunidad necesaria a los neutrones. Sin embargo, cuando empezó la investigación se disponía de muy poco uranio, ya que la sustancia apenas tenía aplicaciones antes de 1940.

A continuación había que retardar neutrones a fin de aumentar la probabilidad que fuesen absorbidos por el uranio. Esto significaba el empleo de un *moderador*, una sustancia con átomos ligeros ante la cual los neutrones rebotarían. Dicho moderador

podía consistir en bloques de grafito o agua pesada.

Para mayor dificultad, no todos los átomos de uranio experimentaban una fisión al absorber un neutrón, sino sólo el isótopo bastante raro uranio-235 (véase pág. 242), lo cual obligó a idear métodos para aislar y concentrar el uranio-235. Era una labor sin precedentes, ya que nunca hasta entonces se había llevado a cabo la separación de isótopos a gran escala. Un método con éxito era el que hacía uso del hexafluoruro de uranio, que requería un enorme avance en el manejo de los compuestos de flúor. El plutonio, elemento creado por el hombre, se comprobó que también era fisionable, y tras su descubrimiento en 1941 (véase pág. 254) hubo que esforzarse en producirlo en grandes cantidades.

Fermi, que había abandonado Italia en 1938 y había marchado a los Estados Unidos, fue encargado de esta tarea. El 2 de diciembre de 1942, una pila *atómica* de uranio, óxido de uranio y grafito alcanzó el tamaño «crítico». La reacción en cadena se mantenía, produciendo energía a través de la fisión de uranio.

Hacia 1945 se fabricaron ciertos dispositivos en los que al explotar una pequeña carga de explosivo se juntan dos trozos de uranio. Cada trozo por separado se hallaba por debajo de la masa crítica, pero juntas la superaban. A causa del bombardeo con rayos cósmicos, la atmósfera contiene siempre neutrones perdidos, de modo que en la masa crítica de uranio se origina instantáneamente una reacción nuclear en cadena, que explota con furia hasta entonces inimaginable.

En julio de 1945 se hizo explotar en Alamogordo, Nuevo Méjico, la primera «bomba atómica» o «bomba-A» (más exactamenente denominada una *bomba de fisión).* Un mes después se fabricaron e hicieron explotar dos bombas más sobre Hiroshima y Nagasaki, en Japón, al final de la Segunda Guerra Mundial.

Sin embargo, la fisión del uranio no se utiliza exclusivamente para destruir. Cuando la producción de energía se logra mantener constante y a un nivel seguro, la fisión puede utilizarse con fines constructivos. Las pilas atómicas, rebautizadas más exactamente como *reactores nucleares,* han pro-liferado durante los años 50 y 60. Se utilizan para propulsar submarinos y barcos de superficie, y también para producir energía, en forma de electricidad, con fines civilizados.

Aparte de la fisión de átomos pesados también puede obtenerse energía de la unión de dos núcleos atómicos ligeros en uno algo más pesado *(fusión nuclear).* En particular, se pueden obtener energías colosales si se fusionan núcleos de hidrógeno y de helio.

Con el fin de provocar la unión de los átomos de hidrógeno, superando la protección que supone el electrón que rodea al núcleo, deben administrarse energías altísimas. Tales energías se alcanzan en el centro del sol y de las demás estrellas. La radiación solar (que llega a la Tierra en cantidades que no han disminuido a lo largo de miles de millones de años) es la energía producida por la fusión nuclear de millones de toneladas de hidrógeno en cada segundo.

En los años 50, la energía necesaria podía conseguirse también haciendo explotar una bomba de fisión, y se idearon métodos para utilizar esta bomba como detonante de una variedad de bomba nuclear todavía mayor y más destructiva. El resultado fue lo que se conoce indistintamente con el nombre de «bomba de hidrógeno», «bomba H», «ingenio termonuclear», o más exactamente *bomba de fusión.*

Se han construido y hecho explotar bombas de fusión que tienen miles de veces el potencial destructivo de las primeras bombas de fisión que destruyeron dos ciudades en el Japón. Una sola bomba de fusión podría destruir completamente la ciudad más grande, y si todas las bombas de fusión existentes en la actualidad se hiciesen explotar sobre diversas ciudades, es posible que se extinguiera la vida por la explosión y el fuego

directos y por la radiactividad dispersada *(lluvia radiactiva).*

Pero incluso la bomba de fusión puede tener aplicaciones ajenas a todo tipo de destrucción. Entre los trabajos experimentales más importantes que se están realizando en la actualidad, se encuentra el intento de producir temperaturas extremadamente altas, de miles de millones de grados, en forma controlada (y no en el centro de una bomba de fisión en explosión), y de mantener dichas temperaturas lo bastante como para activar una reacción de fusión.

Si se consigue luego que dicha reacción de fusión se desarrolle a una velocidad controlada, pueden obtenerse cantidades fantásticas de energía. El combustible sería el deuterio, o hidrógeno pesado, que se encuentra en cantidades tremendas en los océanos, cantidades suficientes para durarnos millones de años.

Hasta ahora, la especie humana jamás se había tenido que enfrentar con la posibilidad de una extinción total con una guerra de bombas de fusión, como tampoco había tenido ocasión de confiar en una prosperidad sin precedentes al dominar esa misma bomba de fusión.

Cualquiera de estos destinos podría resultar de una sola rama del avance científico.

Estamos adquiriendo conocimiento; la ciencia nos lo proporciona.

A partir de ahora precisamos también cordura.

Notas

Capítulo 1

1. Las artes químicas también se desarrollaron en India y China. Sin embargo, la línea del progreso intelectual en química arranca de Egipto, por lo cual voy a limitar mi exposición a esta línea.
2. «Elemento» es un vocablo latino de origen incierto. Los griegos no lo utilizaron, pero es tan importante en la química moderna que no hay manera de evitar su empleo, incluso al referirse a Grecia.
3. Resulta fácil sonreír ante estas incipientes teorías, pero en realidad las ideas legadas por Grecia eran bastante profundas. Probemos a sustituir los términos «aire», «agua», «tierra» y «fuego» por los muy similares de «gas», «líquido» «sólido» y «energía». Los gases pueden volverse líquidos al enfriarse, y sólidos si el enfriamiento continúa. La situación es muy semejante a la imaginada por Anaxíme-nes. Y la idea que Heráclito tenía sobre el fuego resulta muy parecida a la que ahora se tiene sobre la energía; agente y consecuencia de las reacciones químicas.

Capítulo 2

1. Es interesante que la única traducción en lengua inglesa del trabajo de Agrícola, publicada en 1912, se deba al que después sería Presidente de los Estados Unidos Herbert Hoover -ingeniero de minas de profesión-, y a su esposa. Una magnífica edición con ilustraciones tomadas del original ha sido realizada por Dover Publ.

Capítulo 3

1. Es preciso señalar, sin embargo, que el cambio estudiado por Boyle no era un cambio químico. El aire, tanto si se comprime como si se expande, continúa siendo aire. Tal cambio en volumen es un *cambio físico.* El estudio de los cambios físicos de los compuestos químicos concierne a la *química física.* Ésta no tuvo existencia real hasta dos siglos después de la época de Boyle (véase capítulo 9), pero él puso los cimientos.

Capítulo 4

1. A principios del siglo xx se halló que esta ley era incompleta, pero la corrección que se hizo necesaria a causa del creciente refinamiento de la ciencia de este siglo es muy pequeña, y puede despreciarse en las reacciones que ordinariamente tienen lugar en los laboratorios.
2. En esto demostró estar en lo cierto.
3. El químico ruso Miljail Vasilievich Lomonosov (1711-65) se adelantó en casi veinte años a las teorías de Lavoisier, al rechazar en 1756 la teoría del flogisto y sugerir que los objetos se combinan al arder con una parte del aire. Por desgracia publicaba en ruso, y los químicos de Europa Occidental, incluido Lavoisier, no tuvieron noticia de su trabajo. Lomonosov también tenía puntos de vista sorprendentemente modernos sobre los átomos y el calor, que estaban cincuenta o cien años por delante de su tiempo. Fue un hombre muy notable que sufrió la mala suerte de haber nacido en Europa Oriental en un momento en que el avance

científico estaba concentrado en Occidente.

Capítulo 5

1. Es cierto que algunas sustancias pueden variar, dentro de ciertos límites, en su constitución fundamental. Son casos especiales. Los compuestos sencillos que atrajeron la atención de los químicos de 1800 se atenían firmemente a la ley de las proporciones definidas.
2. Un siglo después de Dalton esta opinión hubo de ser modificada. Un átomo podía, después de todo, transformarse en otros (véase pág. 249). Los métodos usados para lograrlo, sin embargo, eran tales que ningún alquimista los imaginó jamás, ni podría haberlos llevado nunca a cabo.

Capítulo 6

1. En realidad sólo fue una derrota inicial del vitalismo, que mantuvo su influencia en otras partes de la química. Pese a su lento debilitamiento a lo largo del siglo xix, el vitalismo no ha muerto completamente ni siquiera hoy día. Para una descripción más completa de las diversas etapas de la caída del vitalismo, ver mi libro *A Short History of Biology*.
2. El químico no ha reproducido los productos más complicados de los tejidos vivos ni siquiera hoy día. Sin embargo se acepta generalmente que, en principio, la obtención de la molécula más compleja sólo necesita tiempo y esfuerzo (en algunos casos una cantidad ciertamente prohibitiva de tiempo y de esfuerzo).
3. Liebig fue uno de los grandes maestros de química de todos los tiempos. Enseñó en la universidad de Giessen, donde estableció el primer curso real de laboratorio químico. Numerosas químicos estudiaron y aprendieron con él técnicas de laboratorio. Liebig fue uno de los que influyeron para que la química, de marcado predominio francés en el siglo xviii, se convirtiese casi en un monopolio alemán en el xix.
4. «Algunas propiedades» no significa, desde luego, todas las propiedades. El cloruro sódico es esencial para la vida, el bromuro sódico es levemente tóxico y el cianuro sódico es un veneno virulento de acción inmediata.

Capítulo 7

1. En el verdadero compuesto organametálico, el átomo de metal está firmemente unido a un átomo de carbono. Los compuestos como el acetato de cinc (un tipo de sustancia conocido antes de la época de Frankland) son sales de ácidos orgánicos. En dichas sales el átomo de metal está unido a un átomo de oxígeno, y éstos no se consideran auténticos compuestos organometálicos.
2. No obstante, la presencia de tres dobles enlaces en el benceno creaba un problema, ya que los compuestos con dobles enlaces sufrían normalmente determinados tipos de reacciones que el benceno no solía sufrir. Pasaron casi tres cuartos de siglo antes de que encontrase explicación al rompecabezas de los dobles enlaces que no actúan como dobles enlaces.
3. La teoría de las tensiones de Baeyer se aplica a los anillos con átomos en un solo plano. No es necesario que los átomos estén en un solo plano, y pueden formarse (y de hecho se forman) toda clase de anillos impares en los que no existe esta restricción.

Capítulo 8

1. El instinto de Mendeleiev a este respecto le guió correctamente, aunque la razón de ello no se supo hasta cerca de medio siglo después. (Véanse págs. 227-28.)

Capítulo 9

1. Sin embargo, un ejemplo de una adición importante fue la introducida por el químico americano Gilbert Newton Lewis (1875-1946). En 1923, en un libro clásico de termodinámica, introdujo el concepto de *actividad.* La actividad de una sustancia no es idéntica a su concentración, pero está relacionada con ella. Las ecuaciones de la termodinámica química pueden hacerse más precisas y «extenderse sobre un dominio más amplio si se sustituye la actividad por la concentración.
2. El avance del conocimiento en el campo de la *bioquímica* (esto es, las reacciones químicas, ordinariamente controladas por enzimas, que ocurren en los tejidos vivos) es tratado solamente de pasada en este libro. Se discute con más detalle en mi libro *A Short History of Biology.*
3. Las pruebas en favor de la existencia de los átomos (aproximadamente 1/100.000.000 centímetros de diámetro) e incluso de partículas más pequeñas, han continuado acumulándose en cantidad abrumadora desde el tiempo de Perrin. Algunas de estas pruebas se detallan en los últimos tres capítulos de este libro. Como culminación de la historia que empezó con Demócrito (véase pág. 22), el físico germano-americano Erwin Wilhelm Mueller (1911-77) inventó el *microscopio de emisión de campo.* A mediados de la década de los cincuenta se tomaron con ayuda de él fotografías, hoy clásicas, que hicieron realmente visible la ordenación de los átomos individuales en el extremo de una aguja metálica.
4. El concepto de *cero absoluto,* la temperatura más baja posible, fue propuesto por Thompson (Lord Kelvin) en 1848. En reconocimiento a esta propuesta, la escala de temperaturas absolutas (basada en la idea de Kelvin) se simboliza como °K. En 1905, Nernst demostró que la entropía era igual a cero en el cero absoluto (el *tercer principio de la termodinámica).* A partir de esto, puede deducirse que es posible acercarse a la temperatura del cero absoluto tanto como se quiera, pero nunca puede alcanzarse en la práctica.

Capítulo 10

1. En 1833, Graham había estudiado las diversas formas del ácido fosfórico, y mostró que en algunas de ellas más de un átomo de hidrógeno podía reemplazarse por un metal. Esto introdujo a los químicos a la existencia de los *ácidos polibásicos.*
2. Para más detalles sobre el tema, remito al lector interesado a mi libro *The Genetic Code* (Orion Press, 1963).
3. La medida en que ocurre esta *polimerización* depende del tiempo durante el cual se permite a los monómeros reaccionar la temperatura y presión bajo las cuales reaccionan, la presencia o ausencia de otras sustancias que puedan acelerar o retrasar la reacción, etc. La química moderna, teniendo en cuenta todo esto, puede prácticamente diseñar su propio producto final.
4. El caucho es un polímero natural producido por ciertas plantas tropicales. En su estado natural es, o bien demasiado viscoso en tiempo caliente, o bien

demasiado duro en tiempo frío, como para ser totalmente útil. El inventor americano Charles Goodyear (1800-60) descubrió, en parte por accidente, que el caucho calentado con azufre permanecía seco y flexible en una amplia gama de temperaturas. Patentó su *caucho vulcanizado* en 1844. El caucho adquirió realmente derecho de ciudadanía en el siglo xx, con el desarrollo del automóvil y la necesidad de neumáticos en inmensas cantidades.

Capítulo 11

1. Tales formas de alta presión revierten por lo general a las formas ordinarias tan pronto como se aligera la presión. El diamante es una excepción.

Capítulo 12

1. Los experimentadores en electricidad de los siglos xviii y xix, empezando por Benjamín Franklin, supusieron que la corriente fluía desde la concentración llamada arbitrariamente positiva hacia la llamada negativa (véase pág. 86). Crookes demostró ahora que, en realidad, la suposición estaba equivocada y el flujo iba desde la negativa a la positiva.

Capítulo 13

1. Estos números se basan en un convenio por el cual la carga de un protón se iguala arbitrariamente a +1, y la de un electrón a -1.
2. Por supuesto, los iones positivos han perdido electrones, y los iones negativos los han ganado. Por tanto, un ion sodio tiene menos electrones que su número atómico, mientras que un ion cloruro tiene más electrones que su número atómico.
3. Tal protón desnudo es muy activo, y no permanece mucho tiempo de ese modo. En solución acuosa se une inmediatamente a una molécula de agua, añadiendo un átomo de hidrógeno positivamente cargado a esa molécula. Así se forma el *ion oxonio* ($H_3Ó+$).
4. En la época de Soddy se creía que había muchos electrones en el núcleo y que la pérdida de una partícula beta del núcleo dejaba un protón adicional sin neutralizar eléctricamente. A consecuencia de ello nacía la carga positiva. Hoy día se sabe que el núcleo contiene solamente protones y neutrones, pero que se forma y elimina un electrón cuando un neutrón se convierte en protón, ya que la adquisición de una carga positiva equivale a la pérdida, por expulsión, de una carga negativa.
5. No exactamente un múltiplo, en realidad. Las pequeñas desviaciones en la masa no tienen importancia en química, pero son un reflejo de las enormes energías implicadas en las fuerzas nucleares, energías que han sido puestas de manifiesto en las bombas nucleares (véase pág. 259).
6. Esto contribuye también a la diferencia, mencionada antes (véase pág. 238), en las vidas medias del torio natural (torio-232) y el torio formado a partir de la escisión del uranio (torio-234), que contiene dos neutrones adicionales en cada núcleo.

Capítulo 14

1. Los rayos cósmicos consisten en partículas que entran en la atmósfera terrestre procedentes del espacio exterior. Las partículas (en su mayor parte protones) son impulsadas hasta energías casi inimaginables por aceleración a través de campos eléctricos asociados a las estrellas y a la misma galaxia.
2. En general, cuanto mayor es la masa de un átomo, mayor es el número de neutrones que requiere en proporción a su número másico. Así, el calcio-40 contiene 20 neutrones, un 50 por 100 de su número másico, mientras que el uranio-238 contiene 146 neutrones, un 65 por 100 de su número másico.